



А. А. Журин

ХИМИЯ

ХИМИЯ





А. А. Журин

ХИМИЯ

9 **класс**

Учебник

Допущено
Министерством просвещения
Российской Федерации

8-е издание, стереотипное

Москва
«Просвещение»
2022

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721
Ж91

Серия «Сферы» основана в 2003 году

Линия учебно-методических комплексов «СФЕРЫ» по химии

На учебник получены **положительные** заключения **научной** (заключение РАО № 500 от 28.11.2016 г.), **педагогической** (заключение РАО № 189 от 09.10.2016 г.) и **общественной** (заключение № 138-ОЭ от 19.12.2016 г.) экспертиз.

Издание выходит в pdf-формате.

Журин, Алексей Анатольевич.

Ж91 Химия : 9-й класс : учебник : издание в pdf-формате / А. А. Журин. — 8-е изд., стер. — Москва : Просвещение, 2022. — 127, [1] с. : ил. — (Сферы).

ISBN 978-5-09-101379-5 (электр. изд.). — Текст : электронный.

ISBN 978-5-09-095734-2 (печ. изд.).

Данный учебник продолжает линию учебно-методических комплексов «Сферы» по химии. Издание подготовлено в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта основного общего образования и освещает вопросы курса химии для основной школы. Материал учебника направлен на формирование у учащихся научных представлений о веществах, их превращениях и практическом применении и основан на достижениях химической науки как области современного естествознания.

Главными особенностями данного учебника являются фиксированный в тематических разворотах формат, лаконичность и жёсткая структурированность текста, разнообразный иллюстративный ряд.

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721

ISBN 978-5-09-101379-5 (электр. изд.)
ISBN 978-5-09-095734-2 (печ. изд.)

© АО «Издательство «Просвещение», 2014
© Художественное оформление.
АО «Издательство «Просвещение», 2014, 2019
Все права защищены

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	5
---------------	---

Глава I. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

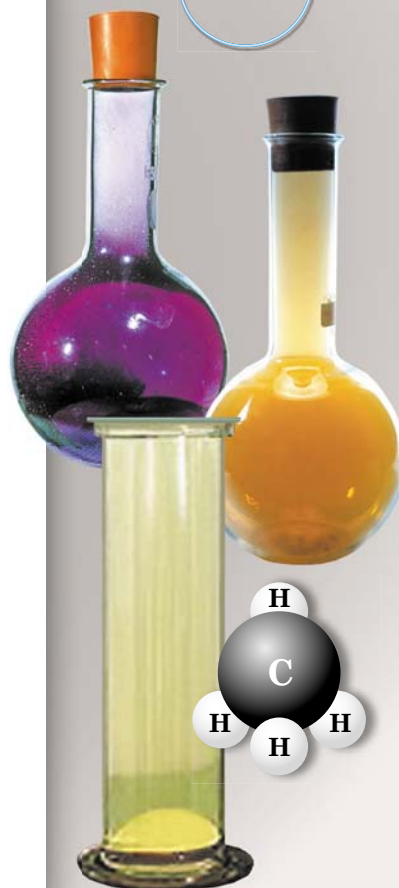
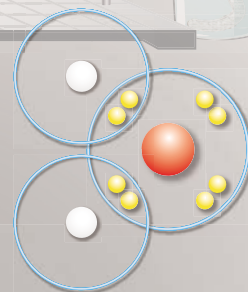
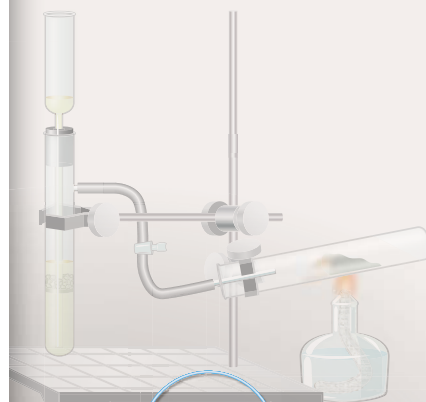
1. Ковалентная связь	10
2. Химическая связь между атомами разных неметаллов	12
3. Химическая связь между атомами металлов и неметаллов	14
4. Степень окисления атомов	16
5. Строение кристаллов	18
Подведём итоги	20

Глава II. МНОГООБРАЗИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

6. Окислительно-восстановительные реакции	22
7. Скорость химических реакций	24
8. Обратимые химические реакции	26
9. Электролитическая диссоциация	28
10. Свойства растворов электролитов	32
11. Кислоты и щёлочи	34
12. Свойства солей	36
13. Классификации химических реакций	38
Подведём итоги	42

Глава III. МНОГООБРАЗИЕ ВЕЩЕСТВ: НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

14. Общие свойства неметаллов	44
15. Галогены	46
16. Хлороводород и соляная кислота	48
17. Фтор, бром, иод	50
18. Кислород и сера	52
19. Сероводород. Сульфиды	54
20. Оксиды серы	56
21. Серная кислота и её соли	58
22. Азот и фосфор	60
23. Аммиак	62
24. Оксиды азота	64
25. Азотная кислота и нитраты	66
26. Важнейшие соединения фосфора	68
27. Углерод	70
28. Водородные соединения углерода	72
29. Органические соединения	74
30. Оксиды углерода	76
31. Угольная кислота и её соли	78
32. Кремний и его соединения	80
Подведём итоги	82

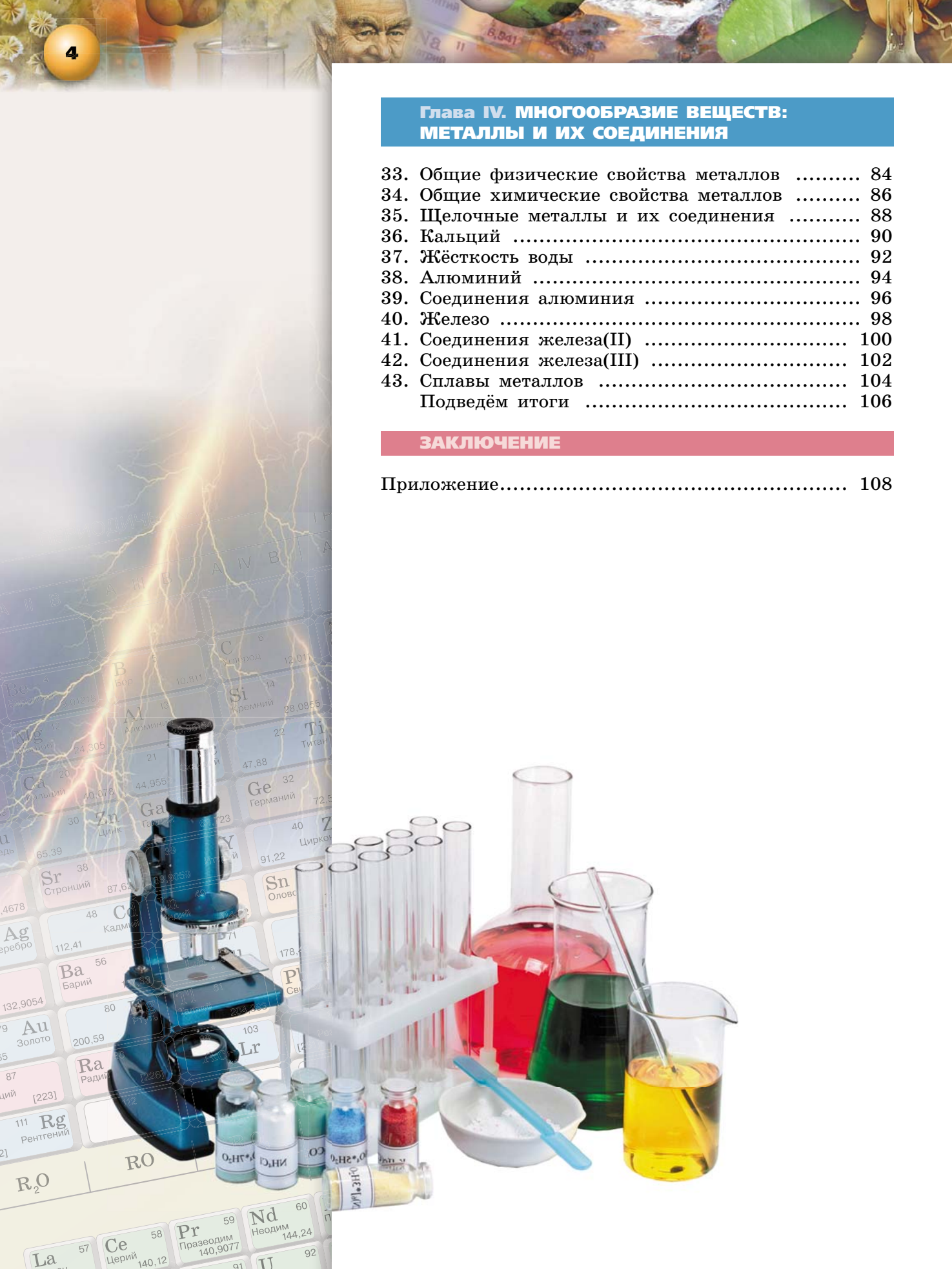


Глава IV. МНОГООБРАЗИЕ ВЕЩЕСТВ: МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

33. Общие физические свойства металлов	84
34. Общие химические свойства металлов	86
35. Щелочные металлы и их соединения	88
36. Кальций	90
37. Жёсткость воды	92
38. Алюминий	94
39. Соединения алюминия	96
40. Железо	98
41. Соединения железа(II)	100
42. Соединения железа(III)	102
43. Сплавы металлов	104
Подведём итоги	106

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Приложение.....	108
-----------------	-----



ВВЕДЕНИЕ

Закончились самые большие каникулы, и вы вновь входите в кабинет химии. Вполне естественно, что за три летних месяца вы что-то подзабыли, но по мере изучения нового материала всё изученное ранее постепенно всплывёт в памяти. Тем не менее кое-что нужно повторить.

ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОГО ПОВЕДЕНИЯ В КАБИНЕТЕ ХИМИИ

Член-корреспондент Российской академии наук, профессор Московского педагогического государственного университета Э.Е. Нифантьев даёт такую характеристику химии: «Химия прекрасна, но химия опасна». Опасна химия для тех, кто не соблюдает правила безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием. Вспомним эти правила, чтобы избежать опасности на уроках химии.

ПРАВИЛО № 1.

В кабинете химии нельзя ничего трогать без разрешения учителя или лаборанта.

К каким последствиям могут привести действия учеников, изображённые на этом рисунке? Дайте обоснованный ответ.

ПРАВИЛО № 2.

В кабинете химии нельзя шуметь, бегать, устраивать игры.

Пользуясь рисунком, составьте небольшое сообщение о результатах такого поведения в кабинете химии.



**ПРАВИЛО
№ 3.**

В кабинете химии нельзя принимать пищу, пить, а также пробовать вещества на вкус, низко наклоняться над сосудами, в которых они находятся.



Чем может закончиться для этой ученицы нарушение правила № 3? Почему?

**ПРАВИЛО
№ 4.**

В кабинете химии нельзя находиться во время перемены, чтобы учитель или лаборант мог его хорошо проветрить.

Во время перемены проветривают все помещения в школе. Обоснуйте особенную важность этого правила для кабинета химии.

**ПРАВИЛО
№ 5.**

Категорически запрещается складывать в проходах между столами портфели, сумки, рюкзаки и другие вещи.

Как вы думаете, почему в правиле № 5 написано «категорически запрещается», а не просто «запрещается»?



РАБОТАЕМ С УЧЕБНИКОМ

Учебник по химии построен так, чтобы максимально облегчить усвоение нового материала. Перед каждой из 4 глав учебника имеется рубрика **«Коротко о главном»**, которая отражает суть основного содержания данной главы.

Главы разделены на параграфы. Каждый из них начинается с вводных рубрик **«Вы узнаете»**, **«Вспомните»** и вступительного текста, выражающего его главную идею. Рубрика **«Вы узнаете»** познакомит вас с основными вопросами, которые предстоит изучить. Рубрика **«Вспомните»** подскажет, что нужно вспомнить из ранее пройденного материала, чтобы легче усвоить новый.

Глубже понять изучаемый материал вам помогут разные рубрики, которые сопровождают основной текст параграфа.

В основном тексте параграфа часто присутствует рубрика **«В фокусе»**, основная задача которой — обратить ваше внимание на важные положения.

Рядом с текстом учебника вы встретите ссылки в виде стрелок с буквой **«П»**. Они показывают, что изучение данного материала сопровождается выполнением практических работ или лабораторных опытов, содержащихся в тетради-практикуме.

При выполнении лабораторных опытов и во время проведения практических занятий вы соблюдали специальные правила безопасной работы с конкретными веществами и отдельными предметами лабораторного оборудования. Вспомните, как нужно обращаться с растворами кислот и щелочей, как работать со стеклянной посудой и нагревательными приборами.

Краткие описания лабораторных опытов, а также задания для самостоятельного экспериментирования в домашних условиях вы найдёте в рубрике **«Мои химические исследования»**.

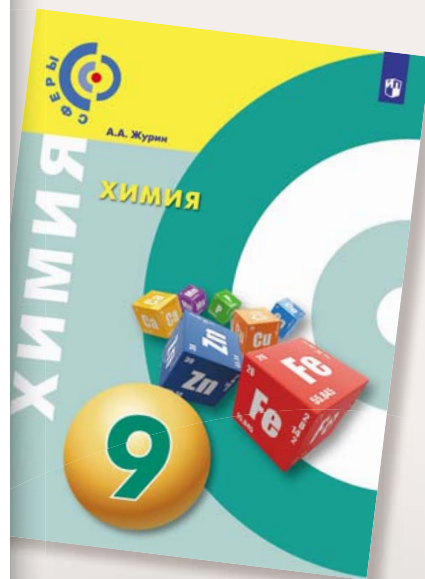
Рубрика **«Химический блокнот»** содержит дополнительную информацию об изучаемых веществах и явлениях.

Рубрика **«Химия и жизнь»** содержит примеры того, как знания, полученные на уроках химии, можно применить в повседневной жизни.

В рубрике **«Имена в химии»** представлены краткие сведения об учёных, научные работы которых внесли огромный вклад в развитие химической науки как области современного естествознания.

Завершает разворот рубрика **«Вопросы и задания»**. Ответив на вопросы и выполнив задания этой рубрики вы определите, насколько хорошо усвоили материал.

На последней странице каждой главы есть рубрика



В ФОКУСЕ



МОИ ХИМИЧЕСКИЕ
ИССЛЕДОВАНИЯ



Химический блокнот



ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

«Подведём итоги», которая представляет собой обобщение изученного материала, а предложенные «Вопросы для обсуждения» могут послужить основой для научной дискуссии или исследовательского проекта.

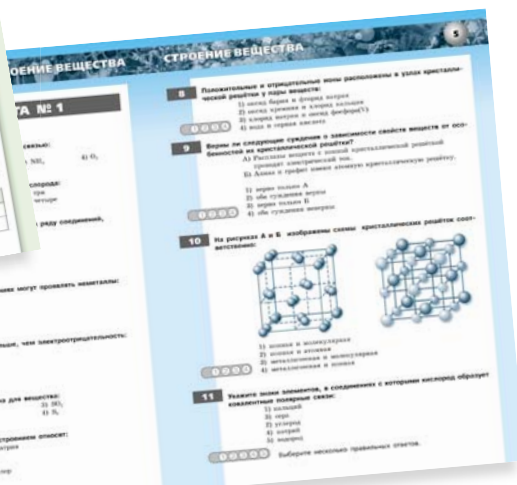
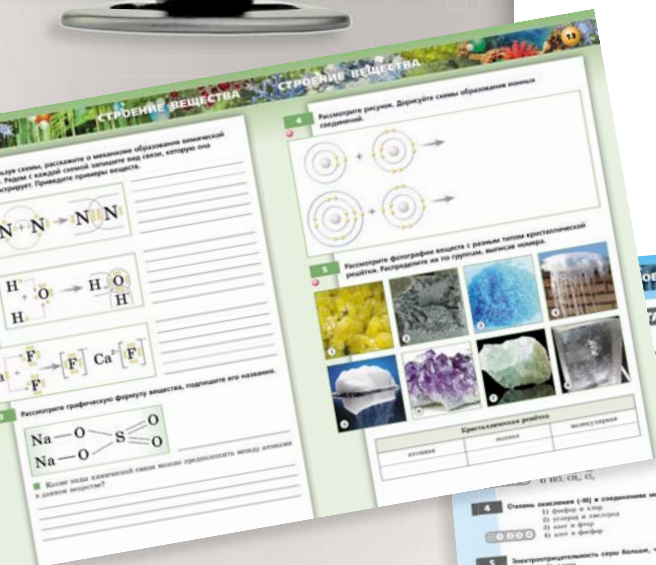
В конце учебника находится раздел «Приложение», который содержит различный справочный материал.

Учебник, который вы сейчас держите в руках, содержит минимум учебной информации, который определён Федеральным государственным образовательным стандартом. Чтобы успешно подготовиться к Государственной итоговой аттестации в конце 9 класса, вы должны освоить материал, изложенный в этом учебнике.

Учебник — главное, но вовсе не единственное средство вашего учебного труда. Найти дополнительную информацию в виде различных медиаобъектов: рисунков, анимаций, хрестоматий, 3D-моделей и т.д., ещё раз проделать в интерактивном режиме опыты, которые вы видели на уроках или проводили самостоятельно, вам поможет электронное приложение.

Учебник дополняют также тетрадь-тренажёр, тетрадь-практикум, тетрадь-экзаменатор, составляющие единый учебный комплекс, который поможет вам качественно усвоить материал.

Желаем вам успеха!



ГЛАВА I

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

- КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ
- ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ АТОМАМИ РАЗНЫХ НЕМЕТАЛЛОВ
- ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ АТОМАМИ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ
- СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ
- СТРОЕНИЕ КРИСТАЛЛОВ

КОРОТКО О ГЛАВНОМ

«Более ста лет химики систематизируют формулы соединений, приписывая элементам определённые валентности, выражающие способность элементов образовывать соединения... Попытки добиться ясного понимания природы валентности и вообще химической связи привели <...> к разделению понятия валентности на ряд новых представлений».

Л. Полинг. Общая химия

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Почему атомы неметаллов соединяются друг с другом в молекулы.
- Как происходит образование связи между атомами неметаллов.
- Новые виды химических формул.
- Современное содержание понятия «валентность».

ВСПОМНИТЕ:

- Строение электронных оболочек атомов.
- Сколько электронов находится на внешнем электронном слое атомов благородных (инертных) газов.
- Определение понятия «валентность», с которым вы познакомились в 8 классе.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Какие силы заставляют атомы объединяться в молекулы? Почему молекулы простых веществ водорода, хлора, кислорода образованы двумя атомами, а молекулы гелия, неона, аргона — только одним? В чём причина того, что атомы водорода всегда одновалентны, а атомы серы в разных соединениях могут иметь валентность два, четыре или даже шесть? Попробуем найти ответы на эти вопросы.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Чтобы понять, почему атомы неметаллов соединяются друг с другом в молекулы, рассмотрим ещё раз электронное строение атомов типичных неметаллов.

В атоме водорода один электрон находится на первом электронном слое, на котором может поместиться максимум два электрона. Два электрона на первом электронном слое имеет атом гелия. Водород как простое вещество образован двухатомными молекулами H_2 , а атомы гелия молекул не образуют, и формула простого вещества гелия — He.

На втором электронном слое помещается максимум восемь электронов. Столько электронов на втором электронном слое у атома неона. Атомы неона, как и атомы гелия, друг с другом не соединяются, и простое вещество неон имеет формулу Ne. Ближайший к неону химический элемент с зарядом ядра меньше на единицу — фтор, на внешнем электронном слое атомов которого находится семь электронов. Фтор как простое вещество образован двухатомными молекулами F_2 .



Исследования показали, что атомы, имеющие заполненный внешний электронный слой, очень устойчивы. «Стремление» атомов к заполнению внешнего электронного слоя до 8 электронов приводит к образованию между ними химической связи. Силу, которая удерживает атомы в химическом соединении, называют **химической связью**.

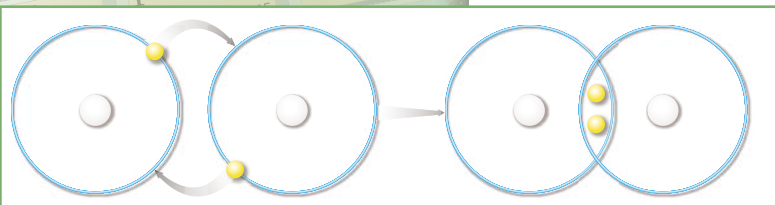
ОБРАЗОВАНИЕ МОЛЕКУЛЫ ВОДОРОДА

Когда два атома водорода оказываются рядом, электрон первого атома начинает притягиваться к ядру второго атома, а электрон второго атома — соответственно к ядру первого.

В результате образуется пара электронов, которая принадлежит одновременно двум атомам. Образование общей электронной пары для двух атомов приводит к перекрытию внешних электронных слоёв атомов и ещё большему сближению атомов водорода.

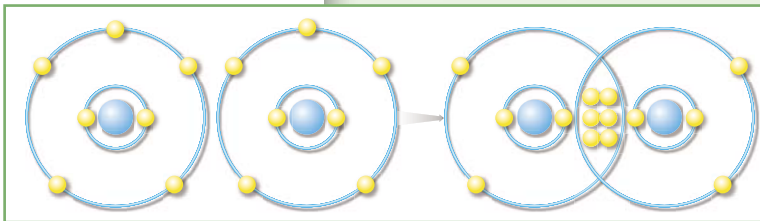
1.1.

Схема образования общей электронной пары в молекуле водорода



ОБРАЗОВАНИЕ МОЛЕКУЛЫ АЗОТА

Ядро атома азота имеет заряд $+7$, вокруг него на двух электронных слоях располагаются семь электронов: два на первом слое и пять на втором слое. До завершения внешнего электронного слоя каждому из атомов не хватает по три электрона, поэтому в молекуле азота атомы связаны друг с другом тремя общими электронными парами.



1.2. Схема образования общих электронных пар в молекуле азота

Химическую связь между атомами неметаллов, возникающую в результате образования общих электронных пар, называют **ковалентной**.

Увеличение числа электронных пар, связывающих атомы в молекулу, увеличивает прочность молекул.

ЭЛЕКТРОННЫЕ И ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

Ковалентную связь между атомами в молекулах показывают с помощью электронных и графических формул:

$\text{H}:\text{H}$

электронные формулы

$:\text{N}::\text{N}:$

$\text{H}-\text{H}$

графические формулы

$\text{N}\equiv\text{N}$

ВАЛЕНТНОСТЬ

Понятие «валентность», которым мы пользовались до сих пор, базируется на представлениях почти двухсотлетней давности.

Теперь, познакомившись с понятием химической связи, под валентностью мы будем понимать число общих электронных пар, которые данный атом образует с другими атомами.

Часто правила определения валентности, которыми пользовались в 8 классе, приводят к верному результату, но в некоторых случаях для получения правильного ответа необходимо составить электронную формулу вещества. Примером может служить соединение H_2O_2 , где атомы кислорода двухвалентны, а не одновалентны:



Следует различать понятия «валентность» и «валентные возможности атома». Атом серы может образовывать с другими атомами две, четыре или шесть общих электронных пар. Это валентные возможности атома серы. В соединении H_2S атом серы образует две электронные пары, общие с двумя атомами водорода. Это уже валентность атома серы — одна реализованная возможность из трёх.

Впервые математическая модель образования ковалентной связи между атомами водорода была построена немецкими учёными В.Г. Гейтлером и Ф. Лондоном в 1927 г. Пользуясь этой моделью, они рассчитали расстояние между ядрами атомов в молекуле водорода, которое совпало с экспериментальными данными.

Радиус атома водорода равен 0,048 нм, а расстояние между ядрами атомов водорода в молекуле H_2 меньше суммы радиусов и составляет 0,074 нм.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

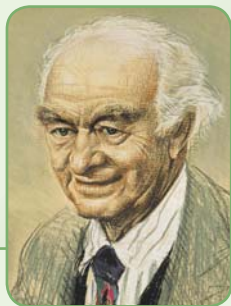
- Почему атомы неметаллов соединяются друг с другом в молекулы?
- Объясните, как происходит образование связи между атомами неметаллов.
- С какими новыми видами химических формул вы познакомились? Для чего нужны эти формулы?
- Какой смысл вкладывают сегодня в понятие «валентность»?

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что простые вещества могут оказаться сложными.
- Какие вещества называются бинарными.
- Как правильно составить название бинарного соединения.

ВСПОМНИТЕ:

- Что называют химическим элементом?

1.3. Схема образования молекулы HF

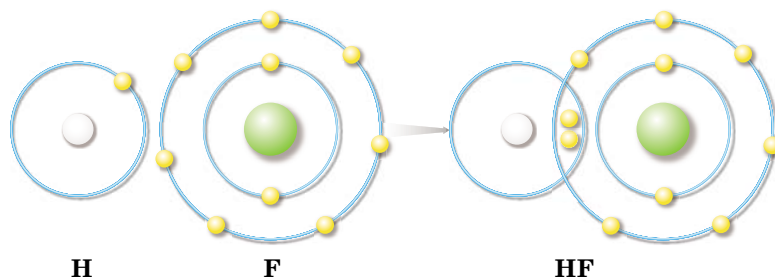
Поллинг Лайнус Карл
1901–1994

Американский физик и химик. Удостоен Нобелевской премии в 1954 г. «за исследование природы химической связи и её применение для определения структуры соединений».

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ АТОМАМИ РАЗНЫХ НЕМЕТАЛЛОВ

Атомы разных неметаллов, объединяясь в молекулы, образуют друг с другом ковалентную связь. Очевидно, что ковалентные связи в молекулах, образованных одинаковыми атомами, будут отличаться от ковалентных связей между разными атомами.

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ Составим условную схему образования молекулы фтороводорода:



В этой молекуле ядро атома водорода и ядро атома фтора с разной силой притягивают к себе общую электронную пару.



Сила, с которой атомы притягивают к себе общие электронные пары в молекулах, определяется свойством атомов, называемым **электроотрицательностью**. Чем больше электроотрицательность, тем сильнее ядро атома притягивает к себе электронную пару, общую с другим атомом.

Электроотрицательность атома зависит от его электронного строения: чем меньше электронных слоёв в атоме и чем ближе внешний электронный слой к завершению, тем электроотрицательность больше. Поэтому с увеличением заряда ядра у элементов одной группы электроотрицательность уменьшается, а у элементов одного периода — возрастает. Так же изменяются и неметаллические свойства химических элементов: с увеличением заряда ядра в группе неметаллические свойства ослабевают, а в периодах — усиливаются. Поэтому электроотрицательность атомов является мерой неметаллическости химических элементов.

Электроотрицательность возрастает

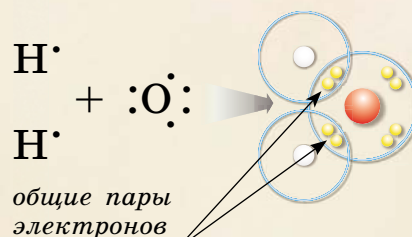
F O N Cl Br I S C Se P H B Si Al Mg Ca Li Na

1.4. Изменение электроотрицательности атомов в периодах и группах

ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ И в молекуле водорода, и в молекуле фтороводорода атомы связаны друг с другом одной общей электронной парой. Однако в молекуле водорода связаны одинаковые атомы, обладающие одинаковой электроотрицательностью и поэтому притягивающие общую электронную пару с одинаковой силой.

Электроотрицательность фтора больше электроотрицательности водорода, поэтому атомы фтора сильнее притягивают к себе общую электронную пару. Смещение общей электронной пары к атому фтора приводит к появлению на нём небольшого отрицательного заряда, а на атоме водорода — такого же по величине положительного заряда. В молекуле фтороводорода возникает два полюса: положительный на атоме водорода и отрицательный на атоме фтора.

С помощью ковалентной химической связи могут образовываться молекулы сложных веществ, состоящих из нескольких атомов, например молекулы воды, сероводорода, аммиака и др.



$\text{H} - \text{H}$ $\text{F} - \text{F}$
ковалентные **неполярные** связи

$\delta+ \quad \delta- \quad \delta+ \quad \delta- \quad \delta+$
 $\text{H} \rightarrow \text{F}$ $\text{H} \rightarrow \text{O} \leftarrow \text{H}$
ковалентные **полярные** связи

Ковалентная неполярная связь — ковалентная связь между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

Ковалентная полярная связь — ковалентная связь между атомами с разной электроотрицательностью.

Смещение общей электронной пары в графических формулах показывают стрелкой, направленной от менее электроотрицательного к более электроотрицательному атому, а частичные заряды, т.е. заряды, абсолютная величина которых меньше 1, обозначают строчной греческой буквой δ (читается «дельта»).

Значения электроотрицательности атомов рассчитывают разными способами. Наиболее распространён способ, предложенный американским химиком Лайнусом Полингом.

1.5. Значения электроотрицательностей первых двадцати химических элементов по Л. Полингу

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H 2,1							2 He —
2	3 Li 1,0	4 Be 1,5	5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0	10 Ne —
3	11 Na 0,9	12 Mg 1,2	13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0	18 Ar —
4	19 K 0,8	20 Ca 1,0						

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Как образуется химическая связь между атомами разных неметаллов?
- Что является мерой неметаллическости химических элементов?
- Объясните, чем ковалентная связь в молекуле хлора Cl_2 отличается от ковалентной связи в молекуле хлорида углерода(IV) CCl_4 .

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Как образуется химическая связь между атомами типичных металлов и типичных неметаллов.
- В чём заключается принципиальное различие в химических связях, образованных атомами неметаллов и образованных атомами типичных металлов и типичных неметаллов.
- Границы применимости понятия «валентность».

ВСПОМНИТЕ:

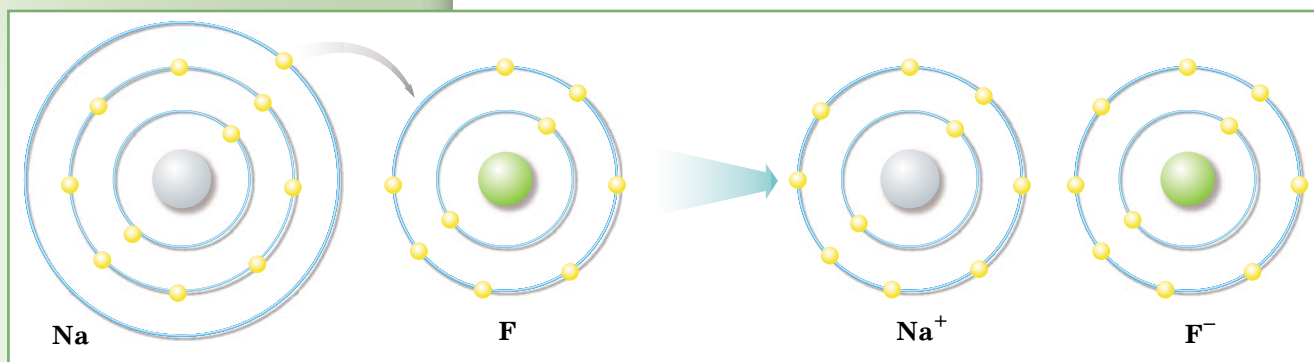
- Какие металлы и неметаллы называют типичными?
- Какие частицы называют катионами и анионами?
- Какими свойствами обладает электрическое поле?

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ АТОМАМИ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ

Образование химической связи между атомами неметаллов, имеющих разную электроотрицательность, приводит к смещению общей электронной пары в сторону более электроотрицательного атома. Что произойдёт, если разность электроотрицательностей будет значительной?

ОБРАЗОВАНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ МЕЖДУ АТОМАМИ НАТРИЯ И ФТОРА

Сравним строение атомов галогена фтора и щелочного металла натрия. Девять электронов атома фтора расположены на двух электронных слоях: на первом слое — два, на втором слое — семь. В атоме натрия одиннадцать электронов занимают три слоя: два на первом слое, восемь — на втором и один — на третьем. Оба атома близки к тому, чтобы их внешний электронный слой стал восьмиэлектронным. Для этого атому натрия необходимо «избавиться» от одного электрона на третьем электронном слое, а атому фтора нужно присоединить к себе один электрон. Тогда электронное строение атомов натрия и фтора станет таким же, как у атома инертного газа неона.



1.6.
*Схема образования
химической связи
между атомами Na и F*

Поскольку электрон имеет отрицательный заряд, такой переход сопровождается превращением электро-нейтральных атомов в положительные и отрицательные ионы.

ИОННАЯ СВЯЗЬ Катион натрия и анион фтора, образовавшиеся в результате перехода электрона от атома натрия к атому фтора, удерживаются друг около друга за счёт сил электростатического притяжения.

К числу ионных соединений относят поваренную соль NaCl , негашёную известь CaO . При обычных условиях ионные соединения — твёрдые вещества, они тугоплавки и не имеют запаха.

Химическую связь между ионами, которая осуществляется за счёт сил электростатического притяжения, называют **ионной**. Соединения, образованные вследствие притяжения ионов, называют **ионными**.

Ионная связь образуется в результате взаимодействия очень активных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba) и очень активных неметаллов (F, Cl, Br, I, O, N). Схему образования ионной связи обычно записывают так:

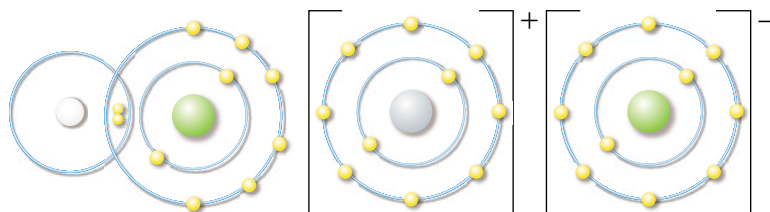


Ионной связью образованы и более сложные соединения: соли, щёлочи, в состав которых входят сложные анионы (OH^- , SO_4^{2-} и т.д.).

ГРАНИЦЫ ПРИМЕНЕНИЯ ПОНЯТИЯ «ВАЛЕНТНОСТЬ»

Соединения с ионной связью относят к веществам немолекулярного строения, поскольку молекул между ионами не образуется. В хлориде калия каждый катион калия окружён со всех сторон анионами хлора, а анионы хлора также со всех сторон окружены катионами калия. Это следствие того, что электрическое поле распространяется по всем направлениям. Поэтому формулы NaF , KCl и им подобные условны и не отражают действительного количественного состава соединений с ионной связью.

Сравнив электронное строение HF и NaF , вы сами сможете ответить, почему нельзя понятие «валентность» применять ко всем веществам.

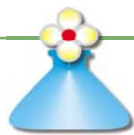


HF

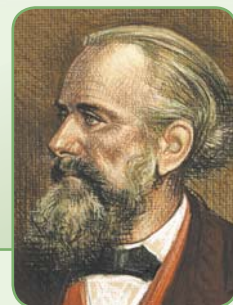
Есть общие
электронные пары

NaF

Нет общих
электронных пар



Умение определять вид химической связи в веществе может пригодиться и в быту. Хлороводород (соединение с полярной связью) хорошо растворяется в воде (соединение с полярной связью), но в воде не растворяется бензин (смесь соединений с неполярными связями). В бензине хорошо растворяется подсолнечное масло (смесь веществ с неполярными связями), но не растворяется хлороводород (соединение с полярной связью). Выбирая растворитель, помните, что подобное растворяется в подобном.



Франкленд (Франкланд)
Эдуард

1825–1899

Английский химик, член Лондонского королевского общества. В 1858 г. ввёл понятие «соединительная сила», которое позднее было заменено понятием «валентность».

Резкой границы между соединениями с ковалентной полярной связью и соединениями с ионной связью не существует. Условились считать, что если разность электроотрицательностей велика, то связь в веществе ионная.

1.7. Электронное строение HF и NaF

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Как образуется химическая связь между атомами типичных металлов и типичных неметаллов?
- В чём заключается принципиальное различие в химических связях, образованных атомами неметаллов и образованных атомами типичных металлов и типичных неметаллов?
- Почему понятие «валентность» нельзя применять ко всем веществам? Приведите примеры.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что означает римская цифра в скобках в названиях веществ.
- Всегда ли значения валентности и степени окисления атомов совпадают.
- Как различить степень окисления атома и заряд иона.

ВСПОМНИТЕ:

- Правила составления названий оксидов, оснований и солей по их формулам.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ

Валентности атомов и заряды ионов позволяют составлять химические формулы веществ, но их оказывается недостаточно для объяснения и предсказания химических свойств веществ. Для этого используют специальное понятие — степень окисления.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ В соединениях с ковалентной полярной связью из-за разности электроотрицательностей на атомах возникают частичные электрические заряды. Если представить, что общие электронные пары в таких веществах полностью смещены к более электроотрицательному атому, то частичные заряды превратятся в целочисленные.



Заряд, который мог бы возникнуть на атоме, если бы общие электронные пары были полностью смещены к более электроотрицательному атому, называют **степенью окисления**.

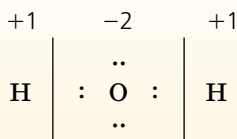
Именно степень окисления атомов мы указываем в названиях веществ, когда пишем (или говорим) «оксид азота(V)», «фторид серы(VI)» и т.д.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ПО ЭЛЕКТРОННОЙ ФОРМУЛЕ ВЕЩЕСТВА

Проще всего определить степени окисления атомов, если известна электронная формула вещества. В электронной формуле вещества пишут чёрточки, отделяющие электронные пары, так, чтобы они оказались рядом с химическим знаком более электроотрицательного атома. Если связанные атомы имеют одинаковую электроотрицательность, то связывающие их электронные пары делят пополам. Затем подсчитывают число электронов, которое оказывается у атома после такого разделения, и это число вычитают из числа электронов на последнем электронном слое изолированного атома.

1.8. Определение степеней окисления по электронным формулам веществ

Молекула оксида водорода



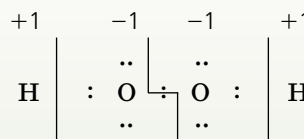
Степень окисления атомов водорода

$$1 - 0 = 1$$

Степень окисления атомов кислорода

$$6 - 8 = -2$$

Молекула пероксида водорода



Степень окисления атомов водорода

$$1 - 0 = 1$$

Степень окисления атомов кислорода

$$6 - 7 = -1$$

ВАЛЕНТНОСТЬ И СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ Значение валентности и абсолютное значение степени окисления атомов не всегда совпадают.

1.9. Валентности атомов и степени окисления атомов у разных веществ

Вещество	Валентности атомов	Степени окисления атомов
Водород H_2	Оба атома имеют валентность I	Оба атома имеют степень окисления 0
Пероксид водорода H_2O_2	Валентность атомов водорода равна I	Степень окисления атомов водорода +1
	Валентность атомов кислорода равна II	Степень окисления атомов кислорода -1
Хлорид кальция $CaCl_2$	Оба атома не образуют общих электронных пар. Понятие «валентность» неприменимо	Степень окисления атомов кальция +2
		Степень окисления атомов хлора -1

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ И ЗАРЯД ИОНА Для обозначения степени окисления и записи заряда иона используют арабские цифры. Чтобы отличить реальный заряд иона от степени окисления, используют одновременно два способа:

1) записывая степень окисления, сначала пишут знак «плюс» или «минус», а после него указывают значение степени окисления. При указании заряда иона сначала пишут его абсолютное значение, после которого записывают знак;

2) степень окисления указывают непосредственно над знаком химического элемента, а заряд иона — справа сверху.

$+2$
Ca — степень окисления
кальция

Ca^{2+} — заряд иона каль-
ция

ПРАВИЛА ОПРЕДЕЛЕНИЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ПО МОЛЕКУЛЯРНЫМ ФОРМУЛАМ ВЕЩЕСТВ

- Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна 0.
- Степень окисления атомов фтора во всех соединениях, а также атомов галогенов, не связанных друг с другом или с атомами кислорода, равна -1.
- Степень окисления атомов кислорода, не связанных друг с другом или с атомами фтора, равна -2.
- Степень окисления атомов водорода в соединениях с неметаллами всегда +1, а в соединениях с металлами -1.
- Степень окисления атомов металлов IA- и IIIA- групп равна номеру группы.
- Максимальная степень окисления атомов, как правило, равна номеру группы.
- Минимальная степень окисления металлов равна 0, неметаллов IV-VII групп — номеру группы минус восемь.

Валентность, степень окисления и заряд иона — разные понятия, которые нельзя путать.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Что означает римская цифра в скобках в названиях веществ? Дайте определение новому понятию.
- Как рассчитать степени окисления атомов по формулам веществ?
- Подумайте, как составить формулу вещества, зная степени окисления атомов.

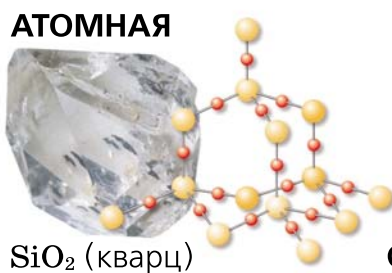
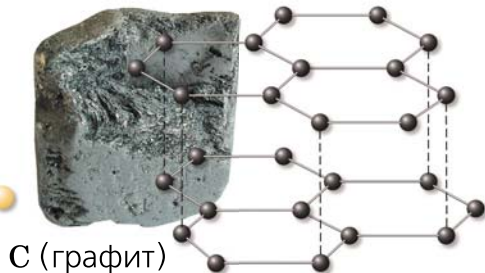
ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что называют кристаллами.
- Какими бывают кристаллы.
- Как свойства веществ зависят от строения кристаллов.

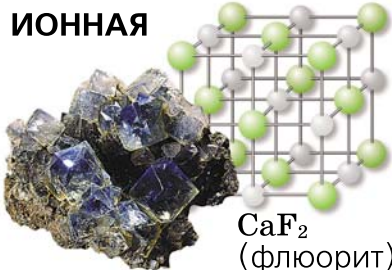
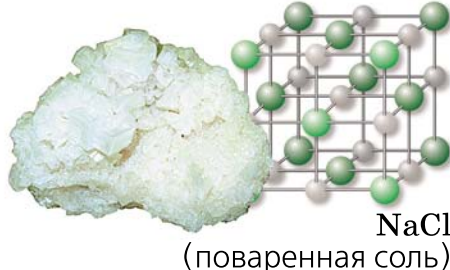
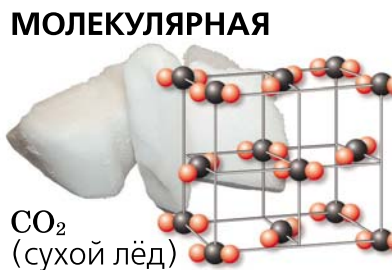
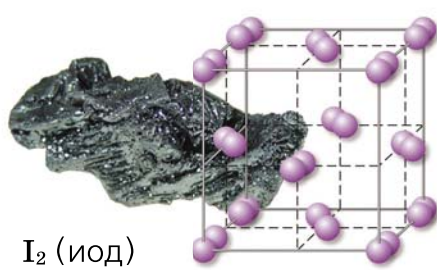
ВСПОМНИТЕ:

- Что вам известно о кристаллах из курсов физики и географии?

Пересекающиеся прямые линии — **границы кристалла**, точки пересечения этих прямых — **узлы кристаллической решётки**. В них расположены центры частиц (атомы, молекулы, ионы).

АТОМНАЯ SiO_2 (кварц)

C (графит)

ИОННАЯ CaF_2
(флюорит) NaCl
(поваренная соль)**МОЛЕКУЛЯРНАЯ** CO_2
(сухой лёд) I_2 (иод)**СТРОЕНИЕ КРИСТАЛЛОВ**

Большое количество веществ, находящихся в твёрдом состоянии, имеют кристаллическое строение. Некоторые из них вам хорошо знакомы: поваренная соль, лёд, графит. Чтобы понять, почему кристаллы этих веществ обладают разными свойствами, необходимо познакомиться с их строением.

КРИСТАЛЛЫ

Твёрдые тела с закономерным расположением в них частиц (атомов, ионов, молекул) называют **кристаллами**. Они обладают совокупностью следующих свойств: твёрдость, хрупкость, анизотропность и способность к самоограничению. Эти свойства являются следствием упорядоченного пространственного расположения частиц, которое называется **кристаллической решёткой**. В зависимости от того, какие частицы образуют кристалл, различают четыре типа кристаллических решёток — атомная, ионная, молекулярная, металлическая. Пока познакомимся с тремя из них.

ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЁТОК

Если кристалл образован атомами, кристаллическую решётку называют **атомной**. Атомной кристаллической решёткой обладают алмаз, графит, оксид кремния(IV) (кварц, горный хрусталь) и другие вещества.

Ионная кристаллическая решётка, как это следует из её названия, образована ионами. Хорошо известным вам из повседневной жизни веществом с ионной кристаллической решёткой является поваренная соль. Ионная кристаллическая решётка характерна для всех солей.

Молекулярную кристаллическую решётку имеют вода, углекислый газ, водород, кислород и другие газы, находящиеся в твёрдом состоянии. Такое название этот тип кристаллической решётки получил из-за того, что в узлах решётки находятся молекулы.

1.10. Типы кристаллических решёток

ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ВЕЩЕСТВ ОТ ТИПА КРИСТАЛЛИЧЕСКОЙ РЕШЁТКИ

Прочность кристаллов зависит от того, какими частицами образованы кристаллы.

В атомных кристаллических решётках атомы соединены друг с другом прочными ковалентными связями, разрыв которых требует больших затрат энергии. Поэтому атомные кристаллы не растворяются в воде и плавятся при очень высокой температуре.

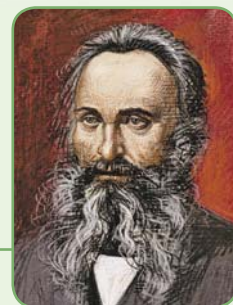
Для разрыва ионной связи требуется меньше энергии, поэтому многие ионные кристаллы солей растворяются в воде, да и плавятся при температурах, меньших, чем требуется для расплавления атомного кристалла.

Самая непрочная кристаллическая решётка — молекулярная. В этом вы могли неоднократно убедиться, наблюдая за тем, как весной тает снег. Кристаллическая решётка сухого льда (твёрдого углекислого газа) разрушается при температуре немногим выше -80°C . Разрушение молекулярных кристаллических решёток при низких температурах объясняется тем, что молекулы в кристаллах связаны слабыми силами межмолекулярного взаимодействия. Для разрыва межмолекулярных связей требуется гораздо меньше энергии, чем для разрыва химических связей.

Вещество	Тип кристаллической решётки	Температура плавления, $^{\circ}\text{C}$
Алмаз	Атомная	3500
Поваренная соль	Ионная	800,8
Водород	Молекулярная	$-259,15$



Природные прозрачные кристаллы разных расцветок издавна используют для изготовления ювелирных украшений. А вот популярные «кристаллы Сваровски» на самом деле кристаллами не являются — это аморфные тела.



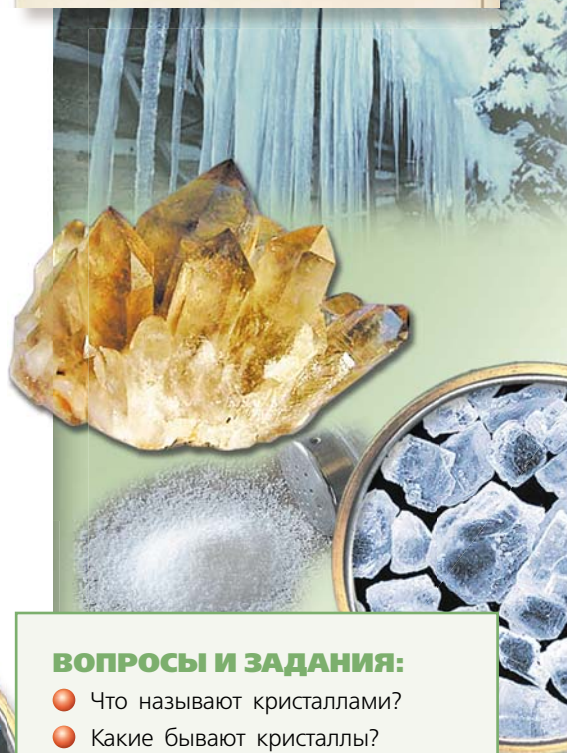
Фёдоров

Евграф Степанович

1853–1919

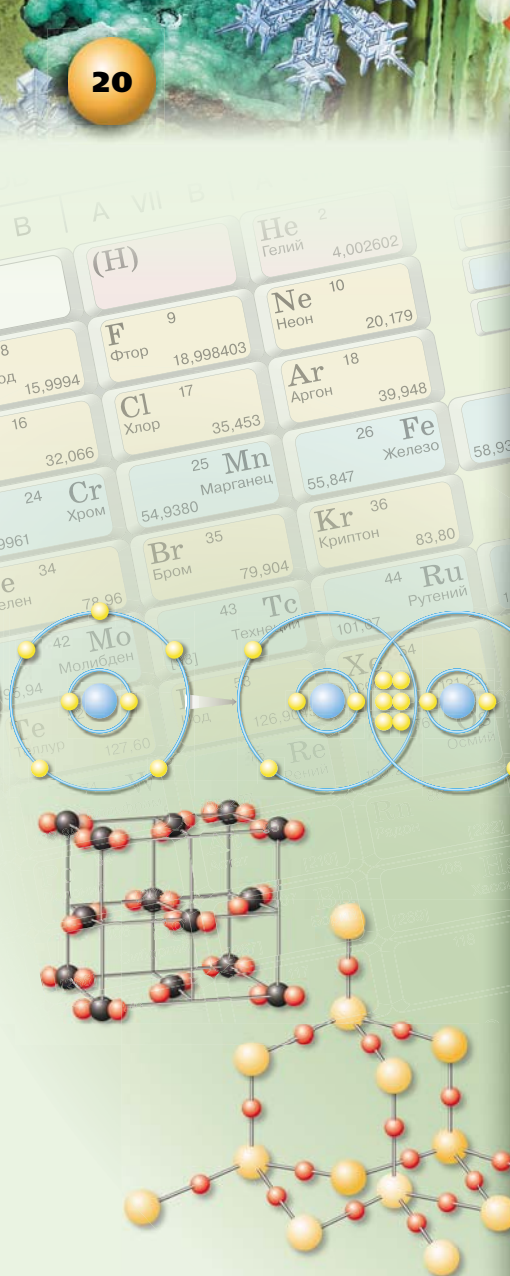
Русский кристаллограф, минералог. Один из основоположников современной структурной кристаллографии.

Водородные связи, возникающие между полярными молекулами воды, — пример межмолекулярного взаимодействия.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Что называют кристаллами?
- Какие бывают кристаллы?
- Приведите собственные примеры зависимости свойств кристаллов от типа кристаллической решётки.



ПОДВЕДЁМ ИТОГИ

- Химическая связь — взаимодействие атомов, обуславливающее их соединение в молекулы и кристаллы.
- Ковалентная связь — связь, обусловленная образованием общих электронных пар.
- Ковалентная неполярная связь — ковалентная связь между атомами с одинаковой электроотрицательностью.
- Ковалентная полярная связь — ковалентная связь между атомами с разной электроотрицательностью.
- Ионная связь — связь, обусловленная электростатическим притяжением разноимённо заряженных ионов (катионов и анионов).
- Электроотрицательность — способность атома притягивать к себе общие электронные пары в молекуле.
- Степень окисления — заряд, который мог бы возникнуть на атоме, если бы общие электронные пары были полностью смещены к более электроотрицательному атому.
- Валентность — число общих электронных пар, которые данный атом образует с другими атомами. Понятие «валентность» нельзя применять к ионной связи.
- Свойства веществ зависят от типа кристаллической решётки. Самая прочная — атомная кристаллическая решётка, самая непрочная — молекулярная.

ИНТЕРНЕТ-РЕСУРСЫ:

Энциклопедическая статья
«Химическая связь»

<http://gotourl.ru/12773>

Как выращивают камни

<http://gotourl.ru/12774>

Замороженные звуки

<http://gotourl.ru/12775>

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

- Как вы думаете, почему на протяжении целого учебного года мы использовали определение валентности, которое было дано ещё в начале XIX в.?
- В одном старинном учебнике химии было написано, что валентность атомов в простом веществе равна нулю. Вы согласны с этим утверждением?
- Алмаз и графит — простые вещества, образованные атомами одного и того же химического элемента (какого?) и имеющие атомную кристаллическую решётку. Почему так резко различаются свойства алмаза и графита?





ГЛАВА II

МНОГООБРАЗИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

- ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ
- СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ
- ОБРАТИМЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ
- ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ
- СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ
- КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ
- СВОЙСТВА СОЛЕЙ
- КЛАССИФИКАЦИИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

КОРОТКО О ГЛАВНОМ

«Большинство химических превращений, совершающихся в природе и в заводских производствах, очень сложно, потому что состоит из совокупности многих отдельных, единовременно совершающихся соединений, разложений и замещений. В этой сложности химических явлений должно видеть первую причину того, что долгое время, целые века, хотя знали многие химические превращения и пользовались ими, однако не имели научных химических сведений, т.е. мало изучали химические изменения, не могли предугадывать и не умели управлять ими по желанию».

Д.И. Менделеев. Основы химии

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Почему для химиков важно понятие «степень окисления».
- Что процесс окисления не может существовать без процесса восстановления.
- Какие вещества называют окислителями, а какие — восстановителями.

ВСПОМНИТЕ:

- Что называют степенью окисления.
- Химические свойства кислорода.
- Химические свойства водорода.

0

 H_2

Легко воспламеняется

+1 -2

 H_2O

Не поддерживает горение

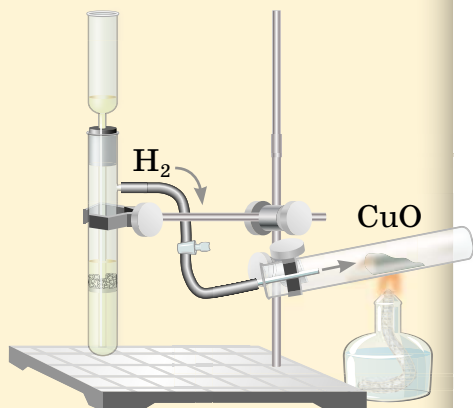
0

 O_2

Поддерживает горение

2.1. Степени окисления атомов водорода и кислорода в разных веществах

2.2. Восстановление оксида меди(II) водородом

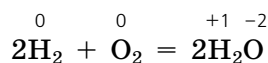


ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Степень окисления — это условный, реально несуществующий заряд. Вполне закономерно возникает вопрос: «Зачем рассчитывать несуществующие заряды?» Попробуем вместе найти ответ.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ И ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

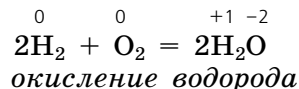
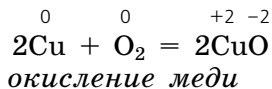
Вода образуется в результате горения водорода в кислороде, при этом изменяются степени окисления атомов водорода и кислорода:



Изменение степеней окисления атомов приводит к появлению других веществ. Знание степени окисления атомов, входящих в состав веществ, позволяет химикам прогнозировать их свойства.

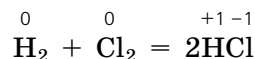
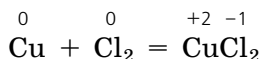
ОКИСЛЕНИЕ И ВОССТАНОВЛЕНИЕ

В 8 классе мы назвали окислением химические реакции взаимодействия веществ с кислородом. Запишем уравнения этих реакций с указанием степеней окисления атомов:



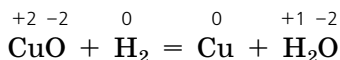
Окисление меди и водорода сопровождается повышением степеней окисления их атомов.

Заменим в этих реакциях кислород хлором:

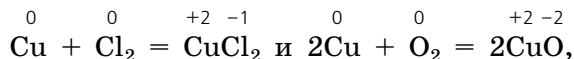


И в этих двух реакциях атомы меди и атомы водорода повысили степень окисления. Процесс повышения степени окисления называют **окислением**.

На практическом занятии по изучению свойств водорода вы проводили восстановление меди из оксида меди(II) водородом. Восстановление меди происходит с понижением степени окисления меди от +2 до 0.



В химических реакциях, например:



хлор и кислород, так же как и медь в предыдущей реакции, понижают степени окисления. Процесс понижения степени окисления называют **восстановлением**.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

В ходе химической реакции между натрием и хлором происходит окисление натрия (его атомы повышают степень окисления) и восстановление хлора (его атомы понижают степень окисления). При этом происходит переход электронов от атомов натрия, которые превращаются в катионы натрия, к атомам хлора, превращающимся в анионы хлора.

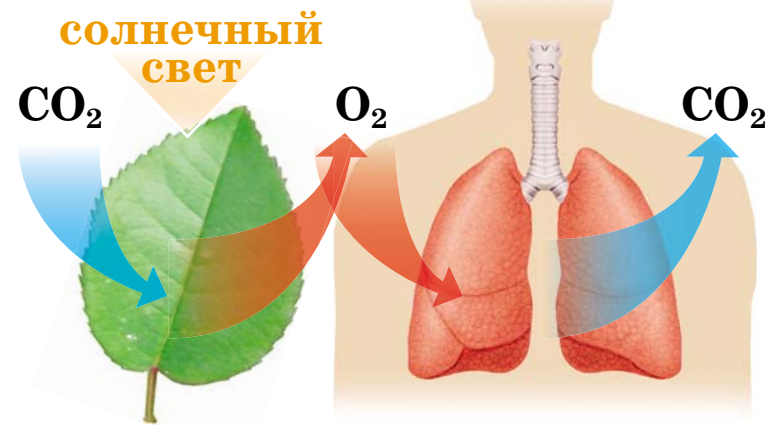
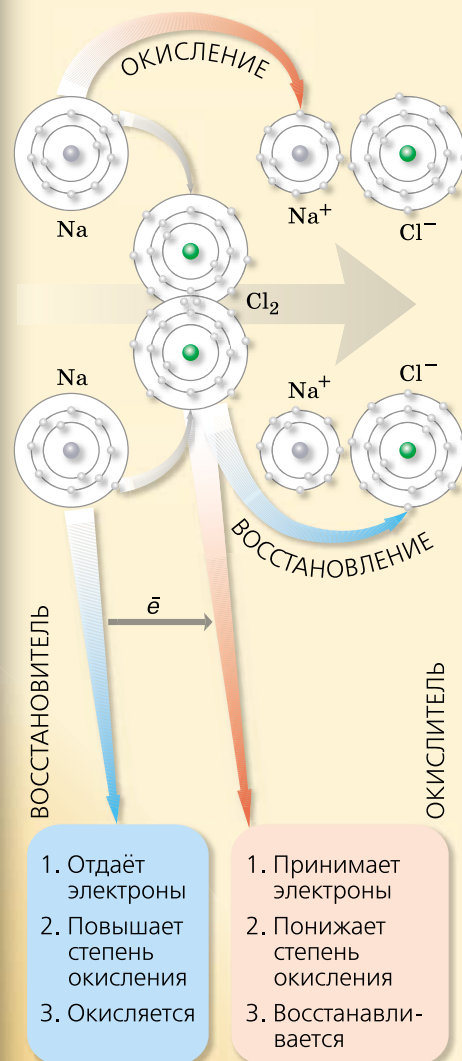
Окислительно-восстановительные реакции — химические реакции, при которых изменяются степени окисления атомов. Окислительно-восстановительные реакции подчиняются закону сохранения массы и энергии: электроны при химических реакциях не исчезают и не образуются вновь, они могут только переходить от одного атома к другому. Поэтому процесс окисления не может существовать без процесса восстановления.

ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

Назвав в прошлом году кислород окислителем, мы должны признать окислителем и хлор, и атомы меди со степенью окисления +2, ведь они так же понижают степень окисления в соответствующих химических реакциях, как и атомы кислорода. Соответственно восстановителем нужно называть не только простое вещество водород, но и ионы меди, которые в химических реакциях повышают степень окисления.



В любом живом организме постоянно протекают окислительно-восстановительные реакции, благодаря которым организм живёт. Как только эти реакции прекращаются, организм погибает. Но и после его смерти протекают окислительно-восстановительные реакции, только уже совсем другие.

**2.3. Схема окислительно-восстановительной реакции****ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:**

- Какие химические реакции называют окислительно-восстановительными? Назовите процессы, из которых они складываются, и дайте этим процессам определения.
- Как называют вещества, которые участвуют: а) в процессе восстановления; б) в процессе окисления?

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что такое молярная концентрация.
- Количественную характеристику скорости протекания химических реакций.
- Некоторые способы управления скоростью химической реакции.

ВСПОМНИТЕ:

- Что в физике называют скоростью?
- В каких единицах измеряют скорость перемещения тела?

Для приготовления раствора заданной концентрации используют мерные колбы.



Время протекания химических реакций колеблется в широких пределах: белый фосфор воспламеняется на воздухе почти сразу же, а следы ржавчины на железной пластинке проявляются через несколько дней.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

На уроках химии в 8 классе вы заметили, что некоторые реакции протекают при обычных условиях и продукты взаимодействия исходных веществ образуются очень быстро. Другие же химические реакции требуют нагревания и идут долго. Для понимания различий в протекании химических реакций нужно прежде всего познакомиться с новым понятием — **молярная концентрация**.

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ Для количественной характеристики содержания растворённого вещества в растворе используют: 1) массовую долю растворённого вещества; 2) молярную концентрацию.



Молярная концентрация — отношение количества растворённого вещества к объёму раствора, измеряется в моль/л (моль, делённый на литр).

$$C = \frac{n}{V}$$

ПОНЯТИЕ «СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ» Часто используемые выражения «Химическая реакция идёт быстро», «Химическая реакция идёт медленно» — это качественные характеристики. В химической промышленности очень часто необходимо дать количественную характеристику протекания химической реакции.

В ходе химической реакции количества исходных веществ постоянно уменьшаются, поскольку эти вещества превращаются в продукты реакции.



Изменение молярной концентрации вещества за единицу времени называют **скоростью химической реакции**:

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$



ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ УСЛОВИЙ ЕЁ ПРОВЕДЕНИЯ

Скоростью химической реакции можно управлять, изменяя условия проведения химической реакции.

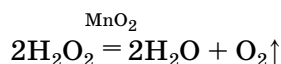
Скорость химической реакции, как правило, возрастает:

- 1) при увеличении концентрации исходных веществ;
- 2) при нагревании реакционной смеси;
- 3) при увеличении поверхности соприкосновения исходных веществ, если это твёрдые вещества, твёрдые вещества и жидкости, твёрдые вещества и газы, жидкости и газы;
- 4) при использовании катализаторов.

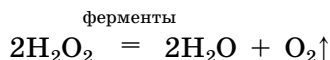


КАТАЛИЗАТОРЫ

В 8 классе вы получали кислород, помещая в раствор пероксида водорода несколько крупинок оксида марганца(IV):



Пероксид водорода сам по себе медленно разлагается на воду и кислород, а добавление оксида марганца(IV) значительно увеличивает скорость этой реакции. Увеличить скорость реакции разложения пероксида водорода можно, поместив в раствор небольшой кусочек сырого картофеля:



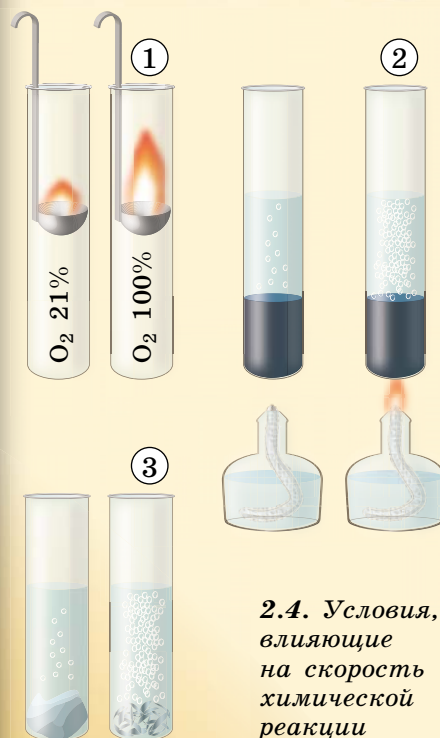
При этом сами вещества, добавляемые в раствор пероксида водорода, увеличивая скорость химической реакции, после её окончания остаются неизменными.



Вещества, увеличивающие скорость химической реакции, но остающиеся неизменными после её окончания, называют **катализаторами**.



Многие процессы, протекающие в организме человека, являются каталитическими реакциями. Например, для получения глюкозы из крахмала *in vitro* (лат. «в стекле», т.е. в пробирке) требуется длительное кипячение крахмального клейстера с раствором серной кислоты. *In vivo* (лат. «в живом») крахмал превращается в глюкозу очень быстро, в чём вы можете убедиться, тщательно пережёвывая хлеб. Скорость химической реакции между крахмалом и водой, в результате которой и образуется глюкоза, резко увеличивается благодаря ферменту амилазе.



2.4. Условия, влияющие на скорость химической реакции

Есть вещества, действие которых на скорость химической реакции прямо противоположно действию катализатора. Оставаясь неизменными после химической реакции, они значительно уменьшают её скорость, а иногда и вовсе препятствуют её протеканию. Такие вещества называют **ингибиторами**.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Что называют скоростью химической реакции?
- Какими способами можно изменить скорость химической реакции? Приведите примеры.
- Приведите примеры использования катализаторов.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что продукты химической реакции могут взаимодействовать друг с другом, вновь образуя исходные вещества.
- Новый вид равновесия и его свойства.

ВСПОМНИТЕ:

- Как изменяется молярная концентрация исходных веществ в ходе химической реакции?

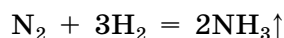
Ковалентные связи между атомами в молекулах H_2 и N_2 достаточно прочные. Чтобы образовался газ аммиак NH_3 , химическую реакцию нужно проводить при определённых условиях. В промышленности газовую смесь H_2 и N_2 пропускают через так называемую колонну синтеза аммиака.

ОБРАТИМЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

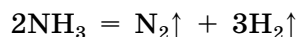
До сих пор на уроках химии вы встречались с химическими реакциями, при которых исходные вещества полностью превращались в продукты реакции. Возможность взаимодействия продуктов реакции друг с другом мы даже не упоминали. Пришло время познакомиться с удивительными химическими реакциями, которые никогда не прекращаются.

ОБРАТИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

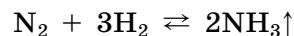
Продукты многих химических реакций могут вновь превращаться в исходные вещества. Так, аммиак (его водный раствор мы в быту называем нашатырным спиртом) в промышленности получают из азота и водорода:



Это водородное соединение азота самопроизвольно разлагается на азот и водород:



Эти две противоположные химические реакции протекают одновременно в одних и тех же условиях, поэтому их уравнения объединяют, заменяя знак равенства стрелками обратимости:



Обратимая химическая реакция — химическая реакция, которая при одних и тех же условиях идёт в двух противоположных направлениях. Обратимые химические реакции никогда не доходят до конца.

Исходные
вещества

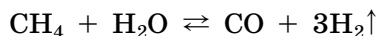
Прямая реакция

Обратная реакция

Продукты
реакции

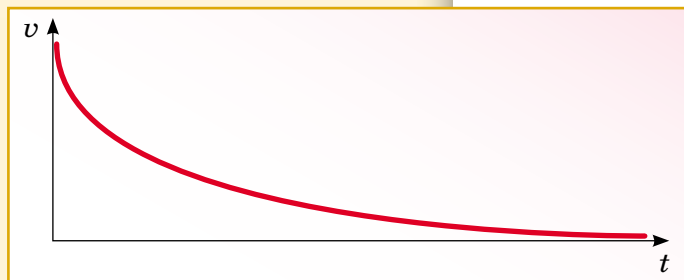
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Рассмотрим взаимодействие природного газа метана с парами воды:



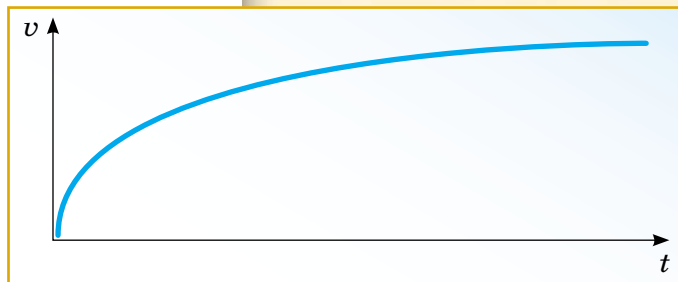
В самом начале химической реакции концентрации метана и воды велики, соответственно велика и скорость химической реакции. По мере взаимодействия этих двух веществ они превращаются в угарный газ и водород, следовательно, их концентрация уменьшается и уменьшается скорость химической реакции.

2.5. Зависимость скорости химической реакции между метаном и парами воды от времени



До начала химической реакции между метаном и парами воды угарного газа и водорода ещё нет, т.е. их концентрация равна нулю, и скорость химической реакции между ними также равна нулю. По мере взаимодействия метана с парами воды количество оксида углерода(II) и водорода возрастает, соответственно возрастает и скорость химической реакции между этими веществами.

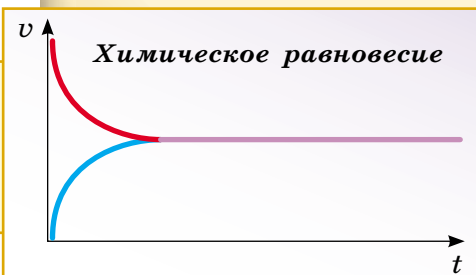
Наконец наступает такой момент, когда скорость прямой реакции v_1 оказывается равной скорости обратной реакции v_2 . После этого момента концентрации веществ не изменяются, так как сколько образуется угарного газа и водорода, столько же превращается обратно в метан и водяные пары.



2.6. Зависимость скорости химической реакции между угарным газом и водородом от времени



Положение системы, при котором скорость прямой химической реакции равна скорости обратной химической реакции, называют **химическим равновесием**.



СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Хотя после достижения химического равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции не изменяются, прямая и обратная химические реакции по-прежнему идут. Поэтому химическое равновесие называют динамическим.

Изменяя условия проведения химической реакции, можно увеличивать скорость или прямой, или обратной реакции, т.е. смещать химическое равновесие. Один из способов смещения химического равновесия — увеличение концентрации исходных веществ или продуктов реакции. Так, если увеличить концентрацию исходных веществ в реакции образования аммиака, равновесие сместится в сторону продуктов реакции (вправо). Увеличение концентрации аммиака приведёт к смещению равновесия в сторону исходных веществ (влево).



Изучением химического равновесия занимался французский химик Анри Ле Шателье. Он установил, что любая равновесная система на внешнее воздействие отвечает так, чтобы уменьшить это воздействие. Это положение получило название принципа Ле Шателье. Подробно с принципом Ле Шателье вы познакомитесь в 11 классе.

Азот
Водород

Аммиак



Резкая боль в глазах при попадании в них мыла происходит по вине обратимой химической реакции: $\text{NaA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{HA}$, где А — кислотный остаток слабой стеариновой кислоты. Образующаяся щёлочь и вызывает крайне неприятные ощущения.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Какие химические реакции называют обратимыми?
- Объясните, почему обратимые химические реакции никогда не идут до конца.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какие превращения происходят с веществами при растворении.
- Как эти превращения описать с помощью химических уравнений.

ВСПОМНИТЕ:

- Что такое раствор?
- Что такое электрический ток?
- Какие частицы называют анионами и катионами?
- Какие вещества называют проводниками и диэлектриками?

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

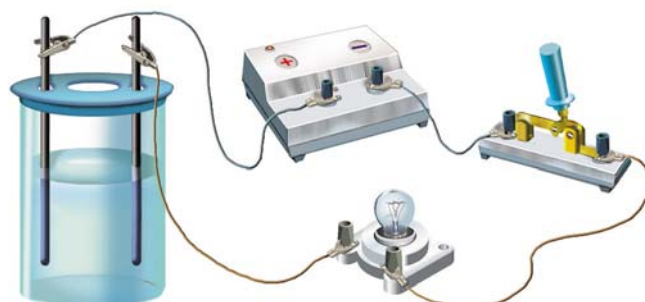
Представление о растворе как простой механической смеси молекул растворённого вещества и растворителя не может объяснить многих свойств растворов, которые в значительной мере отличаются от свойств растворённого вещества и чистого растворителя. Первое свойство, необъяснимое с этих позиций, — электропроводность растворов.

ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ Изучение электропроводности кристаллического хлорида натрия и дистиллированной воды показывает, что оба вещества не проводят электрический ток. Из этого следует вывод, что ни в хлориде натрия, ни в воде нет свободных заряженных частиц, которые могли бы передвигаться в электрическом поле.

**NaCl**

2.7. Изучение электропроводности кристаллического NaCl и дистиллированной H_2O

2.8. Изучение электропроводности растворов NaCl и HCl

**раствор NaCl****H₂O**

Вместе с тем раствор поваренной соли в воде прекрасно проводит электрический ток. Точно так же ведут себя и некоторые другие вещества. Например, твёрдый гидроксид натрия, концентрированная серная кислота, газообразный хлороводород не проводят электрический ток, а их растворы электропроводны.

Есть немало веществ, растворы которых не проводят электрический ток. К ним относят, например, кислород, сахар, этиловый спирт, глицерин.

**раствор HCl**

По признаку электропроводности растворов все вещества делятся на две группы: **электролиты**, растворы и расплавы которых электропроводны, и **неэлектролиты**, растворы которых не проводят электрический ток.

ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Растворимые в воде щёлочи, кислоты, соли

Некоторые органические вещества

НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ

Оксиды

Простые вещества

Большая часть органических соединений

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

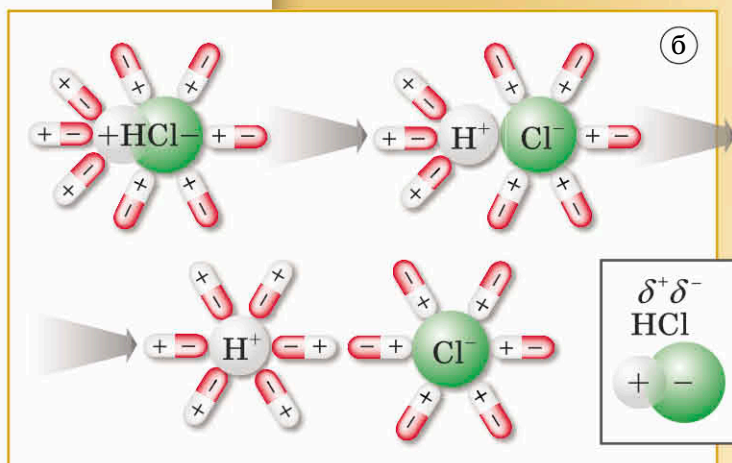
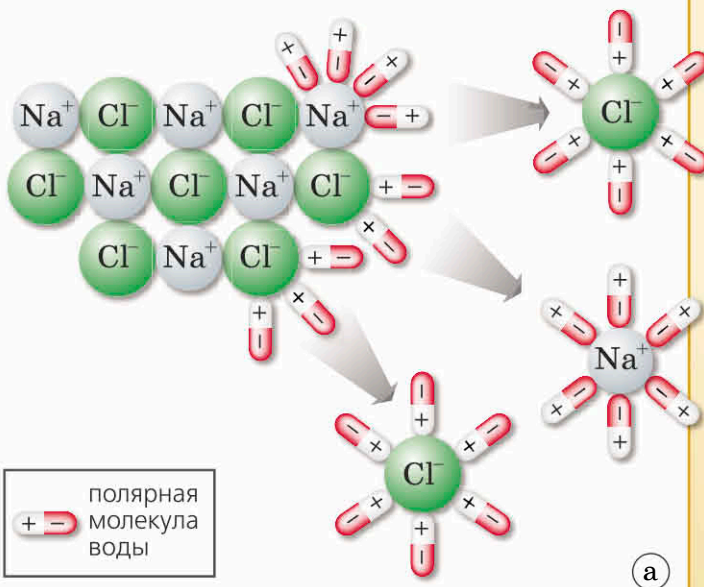
Появление заряженных частиц — переносчиков электрического тока — в результате растворения в воде солей и щелочей объясняется разрушением ионной кристаллической решётки соединений, принадлежащих к этим классам. Причиной этого разрушения являются полярные молекулы воды, которые притягиваются к положительно и отрицательно заряженным ионам, находящимся в узлах кристаллической решётки. В результате ослабления силы взаимного притяжения противоположно заряженных ионов и теплового движения молекул воды кристаллическая решётка разрушается. Ионы, окружённые молекулами воды, называют **гидратированными**, а процесс присоединения молекул воды к ионам — **гидратацией**.

Электропроводность растворов серной кислоты и хлороводорода нельзя объяснить разрушением кристаллических решёток. При растворении этих веществ полярные молекулы воды вызывают столь сильную поляризацию связей между атомами водорода и кислорода (в серной кислоте) и водорода и хлора (в хлороводороде), что ковалентная полярная связь разрывается, а нейтральные молекулы растворённых веществ распадаются на ионы.

2.9. Механизм диссоциации веществ:

а) с ионной связью;

б) с ковалентной полярной связью



Процесс распада кристаллических решёток соединений с ионной связью или молекул веществ с ковалентной полярной связью на ионы называют **электролитической диссоциацией**.

Из 100 000 молекул уксусной кислоты диссоциирует только 1.

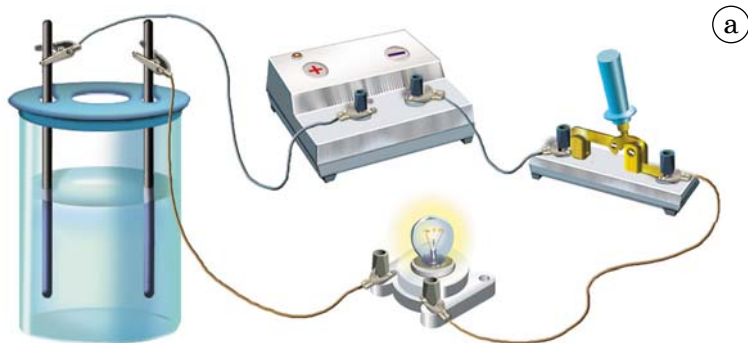
2.10.
Электропроводность
растворов уксусной (а)
и соляной (б) кислот

2.11.
Электропроводность
растворов разных
веществ



СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ Связи между частицами в кристаллических решётках и молекулах электролитов отличаются друг от друга по своей силе.

Если она велика, молекулам воды трудно разорвать связи между частицами и превратить их в ионы. В результате число ионов в растворе оказывается небольшим и раствор плохо (слабо) проводит электрический ток. Такие электролиты получили название **слабых электролитов**.



В кристаллических решётках или в молекулах **сильных электролитов** связи между частицами слабы, поэтому при растворении в воде сильные электролиты диссоциируют полностью, концентрация ионов в растворе велика и растворы очень хорошо проводят электрический ток.



ЭЛЕКТРОЛИТЫ

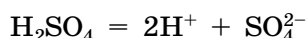
ЭЛЕКТРОЛИТЫ		
Сильные	Средней силы	Слабые
В растворе практически нет молекул, есть только ионы	В растворе есть и молекулы , и ионы	
Примеры		
Кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr . Щёлочи: KOH , NaOH , Ba(OH)_2 . Почти все растворимые соли	Кислоты: H_2SO_3 , H_3PO_4 и др.	Кислоты: H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 . Основания: нерастворимые в воде

УРАВНЕНИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

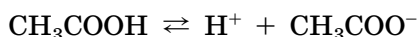
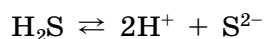
В результате электролитической диссоциации происходит изменение состава вещества, следовательно, электролитическая диссоциация — это химическая реакция. Поэтому процесс электролитической диссоциации можно описать с помощью химических уравнений.

Несмотря на то что главную роль в процессе диссоциации играют молекулы воды, формулу воды в уравнениях электролитической диссоциации не записывают.

При записи уравнения электролитической диссоциации сильного электролита используют знак равенства:



Если электролит слабый, то вместо знака равенства используют знак обратимости, подчёркивая тем самым, что в растворе есть не только ионы, но и молекулы растворённого вещества:

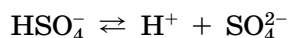


При составлении уравнений электролитической диссоциации следует проверять, равна ли сумма электрических зарядов в левой части уравнения сумме электрических зарядов в правой части.

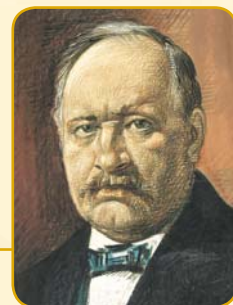
Диссоциация многоосновных кислот происходит постепенно, или, как говорят, ступенчато. Сначала от молекулы кислоты отсоединяется один ион водорода:



Затем от образовавшегося аниона отсоединяется следующий ион водорода. Поскольку оторвать положительно заряженный ион водорода H^+ от отрицательно заряженной частицы значительно труднее, чем от электронейтральной молекулы, по второй ступени диссоциация протекает хуже:



Жизнь человека находится в непосредственной зависимости от процессов электролитической диссоциации. В одних случаях электролитическая диссоциация обеспечивает само существование человека (диссоциация электролитов в биологических жидкостях), в других — жизненный комфорт (электролит в аккумуляторе автомобиля).



Аррениус Сванте Август
1859–1927

Шведский физик и химик. Автор теории электролитической диссоциации, за разработку которой ему в 1903 г. была присуждена Нобелевская премия.

Д.И. Менделеев был противником идей Аррениуса, он предполагал, что растворы имеют химическую природу. Теории Аррениуса противопоставлялась химическая, или гидратная, теория растворов, огромная роль в создании которой принадлежит русским учёным И.А. Каблукову и В.А. Кистяковскому. Синтез этих двух теорий в дальнейшем привёл к созданию современной теории растворов.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Почему растворение веществ в воде несводимо к простому распределению молекул растворённого вещества между молекулами растворителя?
- Чем вызвано деление электролитов на две группы? Приведите примеры.
- Какие правила нужно соблюдать при составлении уравнений электролитической диссоциации электролитов каждой из групп? Приведите по два примера, не повторяя уравнений электролитической диссоциации из учебника.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что происходит с ионами при сливании растворов разных электролитов.
- В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов идут до конца.

ВСПОМНИТЕ:

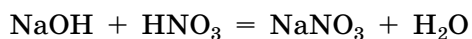
- На какие две большие группы делятся вещества в зависимости от электропроводности их растворов?
- В кристаллических решётках или в молекулах каких электролитов связи между частицами прочные?

СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

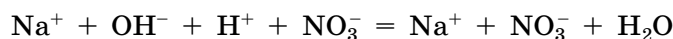
Многие из изученных вами химических реакций протекают в растворах. Уравнения химических реакций, которые вы записывали, не отражают действительных процессов: они не учитывают процесса распада электролитов на ионы в водных растворах. Рассмотрим некоторые из известных вам химических реакций с точки зрения электролитической диссоциации.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

До сих пор, составляя уравнение реакции нейтрализации, мы полагали, что в растворе находятся молекулы щёлочи и молекулы кислоты, например:



Гидроксид натрия и азотная кислота — сильные электролиты, которые при растворении в воде полностью распадаются на ионы. Поэтому в водном растворе взаимодействуют не молекулы щёлочи и кислоты, а ионы, образовавшиеся в результате их диссоциации:

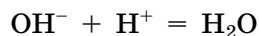


Реакции между ионами называют реакциями **ионного обмена**, описывающие их уравнения — **ионными уравнениями**.

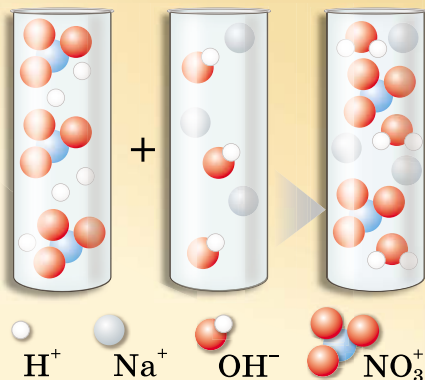
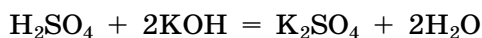
Обратим внимание на три важных момента. Во-первых, в результате реакции образуется растворимая в воде соль (нитрат натрия), которая является сильным электролитом. Поэтому в правой части только что составленного уравнения химической реакции указаны ионы, на которые диссоциирует нитрат натрия.

Во-вторых, вода — очень слабый электролит, практически не распадающийся на ионы. Поэтому в правой части химического уравнения записана формула воды.

В-третьих, в уравнении химической реакции указаны частицы, которые не взаимодействуют друг с другом: ионы натрия и нитрат-ионы. Так как они не принимают участия в химической реакции, их нужно исключить из уравнения:



Приведём другой пример реакции нейтрализации, уравнение которой мы раньше записывали так:



2.12. Реакция ионного обмена

МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Взаимодействие растворов разных веществ друг с другом.

«ПОМОЩНИК»

● Проверьте, будут ли взаимодействовать растворы:

- гидроксида натрия и азотной кислоты;
- хлорида железа(III) и азотной кислоты;
- гидроксида натрия и хлорида железа(III).

● Результаты оформите в виде таблицы.



С учётом диссоциации серной кислоты, гидроксида калия и образующегося в результате реакции сульфата калия уравнение реакции нейтрализации следует записать так:



Исключив из уравнения химической реакции лишние ионы в левой и правой частях, получим



Обратите внимание на то, что перед всеми формулами записаны коэффициенты, которые могут быть сокращены. Поэтому в окончательном виде получаем следующее химическое уравнение:



Легко заметить, что при нейтрализации раствора гидроксида натрия раствором азотной кислоты и при нейтрализации раствора серной кислоты раствором гидроксида калия протекает один и тот же химический процесс — ионы водорода соединяются с гидроксид-ионами, и образуются молекулы воды:

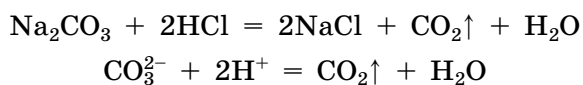


УСЛОВИЯ ТЕЧЕНИЯ РЕАКЦИЙ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

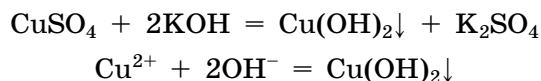
ДО КОНЦА

В ходе всех химических реакций в растворах электролитов происходит связывание ионов. Результатом таких реакций могут быть:

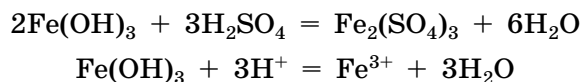
1) выделение газа, например:



2) выпадение осадка, например:



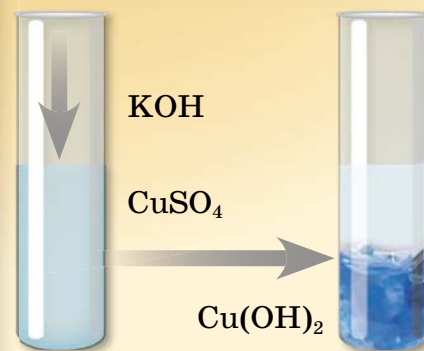
3) образование воды, например:



Взаимодействие между растворами электролитов возможно только в том случае, если в результате реакции образуется хотя бы одно из веществ: газ, осадок или вода.

При составлении ионных уравнений химических реакций помните:

- 1) простые вещества, оксиды, а также нерастворимые кислоты, основания и соли не диссоциируют;
- 2) для реакции берут растворы веществ, поэтому даже малорастворимые вещества находятся в растворах в виде ионов;
- 3) если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым.



2.13. Реакция между растворами электролитов

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

● Объясните, что происходит в ходе реакции между растворами электролитов. Приведите два примера, не повторяя уравнений химических реакций, которые приведены в параграфе.

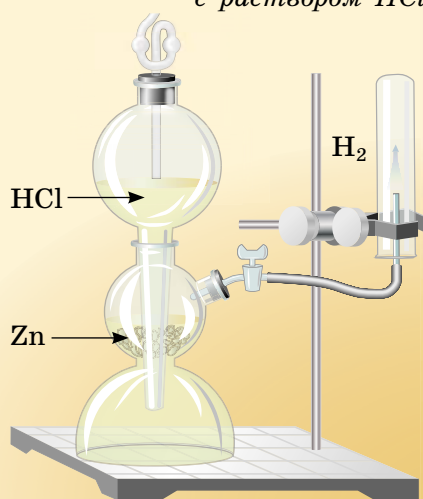
● При каких условиях реакции в растворах электролитов идут до конца? Приведите по два примера для каждого условия, не повторяя уравнений химических реакций, которые приведены в параграфе.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Почему растворы кислот обладают похожими химическими свойствами.
- Чем объясняется схожесть химических свойств растворов щелочей.
- Как составить уравнения химических реакций с участием кислот или щелочей, свойства которых вы ещё не изучали.

ВСПОМНИТЕ:

- Общие свойства кислот.
- Общие свойства оснований.
- Условия течения химических реакций в растворах электролитов до конца.

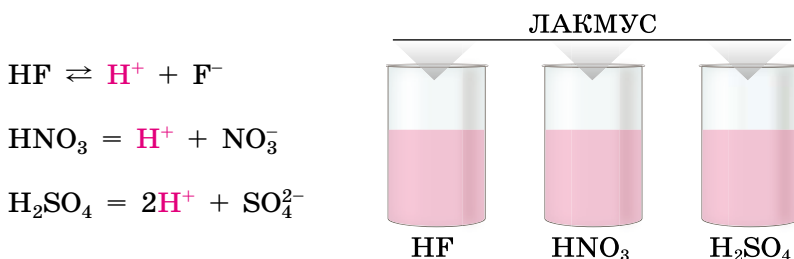
2.14. Взаимодействие цинка с раствором HCl**МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ****Изучение общих свойств кислот и щелочей.****«ПОМОЩНИК»**

- Проведите химические реакции, характерные для растворов:
 - кислот;
 - щелочей.
- Не забывайте составлять уравнения химических реакций и записывать их признаки!

**КИСЛОТЫ И ЩЁЛОЧИ**

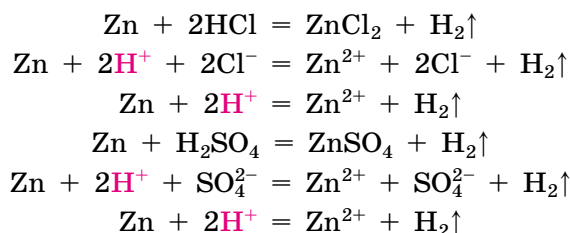
В 8 классе вы провели немало экспериментов с растворами разных кислот и щелочей и выявили общие свойства каждого из этих классов веществ. Причина общих свойств растворов кислот и общих свойств растворов щелочей легко объяснима с точки зрения электролитической диссоциации.

ОБЩИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ Все растворимые кислоты одинаково изменяют окраску индикаторов. Что общего в растворах кислот?

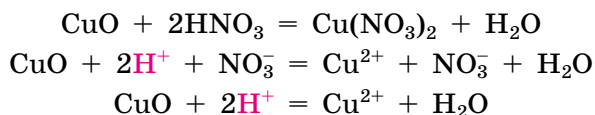


Из сравнения следует, что одинаковое изменение окраски индикаторов может быть объяснено только наличием ионов водорода в растворах кислот.

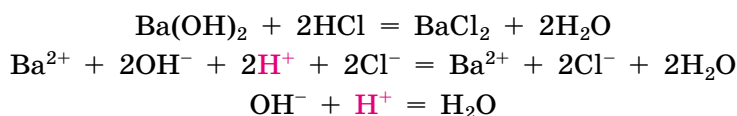
Растворы кислот взаимодействуют с металлами:



Вам известны химические реакции кислот с оксидами металлов, например с оксидом меди(II):



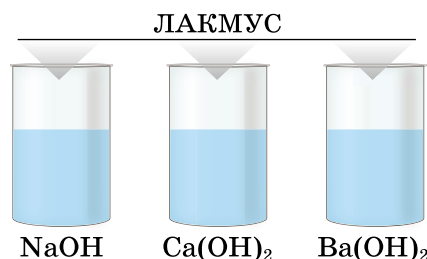
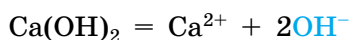
Растворы кислот взаимодействуют с основаниями:



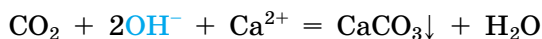
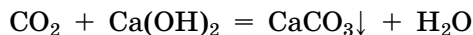
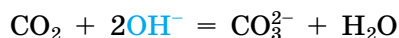
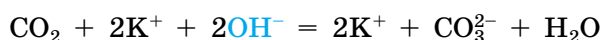
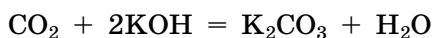
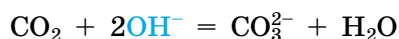
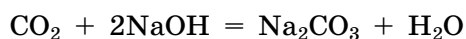
Кислоты — электролиты, в растворах которых нет других катионов, кроме катионов водорода. Общие свойства растворов кислот — это свойства ионов водорода.

ОБЩИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧЕЙ

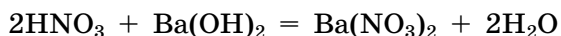
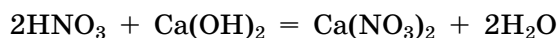
Подобно растворимым в воде кислотам, все растворимые в воде щёлочи одинаково изменяют окраску индикатора.



Растворы щелочей взаимодействуют с кислотными оксидами, например с оксидом углерода(IV):



Основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



Щёлочи — электролиты, в растворах которых нет других анионов, кроме гидроксид-ионов. Общие свойства растворов щелочей — это свойства гидроксид-ионов.

Взаимодействие кислот и щелочей с солями мы рассмотрим в следующем параграфе.

Вы ещё ни разу не сталкивались с гидроксидом стронция, но легко можете составить уравнение его взаимодействия с азотной кислотой. По таблице растворимости определяем, что гидроксид стронция хорошо растворяется в воде. С помощью этой же таблицы находим, что все соли азотной кислоты также растворяются в воде. Поэтому взаимодействие растворов гидроксида стронция и азотной кислоты сведётся к взаимодействию гидроксид-ионов с ионами водорода.

**2.15.**

Кисотно-щелочное титрование

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Почему растворы кислот обладают похожими химическими свойствами?
- Чем объясняется схожесть химических свойств растворов щелочей?
- Как составить уравнения химических реакций с участием кислот или щелочей, свойства которых вы ещё не изучали?
- Представьте химические свойства кислот в виде таблицы, используя свои примеры.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какими химическими свойствами обладают соли.
- Как химическим путём узнать состав вещества.

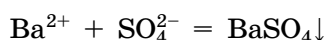
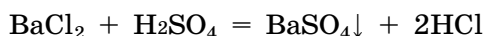
ВСПОМНИТЕ:

- Химические свойства кислот.
- Химические свойства щелочей.
- Условия течения химических реакций в растворах электролитов до конца.

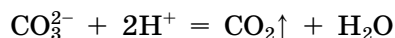
СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Взаимодействие растворов солей с растворами других веществ возможно только в том случае, если в результате химической реакции происходит связывание ионов.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ С КИСЛОТАМИ Растворы солей взаимодействуют с растворами кислот, если хотя бы один из продуктов нерастворим в воде или образующейся кислоте или выделяется в виде газа.

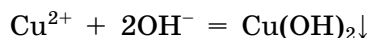
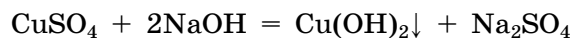
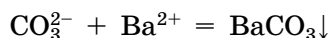
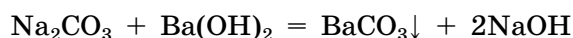


В этом случае химические свойства хлорида бария в этой реакции обусловлены свойствами катиона.

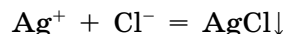
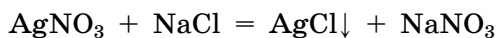


В данной химической реакции свойства соли обусловлены свойствами аниона.

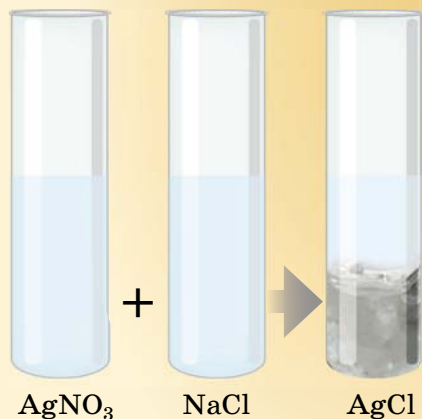
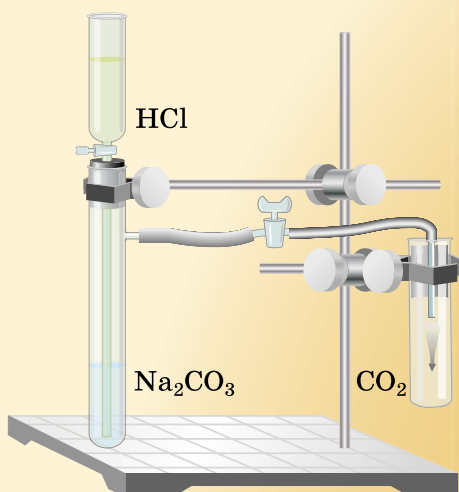
ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ СО ЩЕЛОЧАМИ Растворы солей взаимодействуют со щелочами, если в результате реакции образуется нерастворимое вещество. Таким веществом может быть новая соль, или нерастворимое основание:



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ ДРУГ С ДРУГОМ Растворы солей взаимодействуют друг с другом, если хотя бы одна новая соль не растворяется в воде:

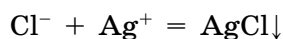


Соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.

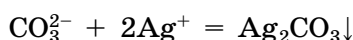
2.16. Пример взаимодействия растворов солей с кислотами**2.17. Пример взаимодействия растворов солей друг с другом**

Химические свойства солей как электролитов — это свойства ионов, которые находятся в растворах.

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ Знание свойств ионов позволяет подобрать такие вещества, с помощью которых можно обнаружить наличие тех или иных ионов в растворе. Например, образование белого осадка при добавлении раствора нитрата серебра к неизвестному раствору свидетельствует о том, что в неизвестном растворе есть или хлорид-ионы:



или карбонат-ионы:



Уточнить, какой именно из ионов — хлорид-ион или карбонат-ион — содержится в растворе, позволяет свойство всех карбонатов взаимодействовать с кислотами с выделением углекислого газа. Обычно для этого берут раствор азотной кислоты, так как все нитраты растворяются в воде:



Добавление раствора азотной кислоты к белому осадку хлорида серебра не приводит ни к выделению газа, ни к растворению осадка.

Подробная таблица с признаками химических реакций, используемых для обнаружения катионов и анионов, приведена в конце учебника. ➡

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ И АНИОНЫ

Катион	Реактив	Наблюдаемая реакция
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	CaCO_3 ↓
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	BaSO_4 ↓
Cu^{2+}	OH^-	Cu(OH)_2 ↓
Fe^{2+}	OH^-	Fe(OH)_2 ↓
Fe^{3+}	OH^-	Fe(OH)_3 ↓

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
Cl^-	Ag^+	AgCl ↓
Br^-	Ag^+	AgBr ↓
I^-	Ag^+	AgI ↓
S^{2-}	Pb^{2+}	PbS ↓
NO_3^-	H_2SO_4 (конц.) Cu	NO_2 ↑

Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, слабой кислотой и сильным основанием, слабой кислотой и слабым основанием, вступают в реакцию обмена с водой. Такие химические реакции называют гидролизом солей. Вследствие этого взаимодействия водные растворы некоторых солей изменяют окраску индикатора. Подробно с процессом гидролиза солей вы познакомитесь в курсе химии 11 класса.

МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Изучение свойств растворов солей.

«ПОМОЩНИК»

- Пользуясь реактивами, имеющимися в вашем распоряжении, проведите химические реакции, характерные для растворов солей.
- Помните, что суммарный объем жидкости в пробирке не должен превышать 1/4 объема пробирки.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Представьте химические свойства солей в виде таблицы, используя свои примеры.
- Пользуясь таблицей, расположенной в конце учебника, составьте молекулярные уравнения химических реакций, используемых для определения двух катионов и двух анионов (любых на ваш выбор).

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- По каким основаниям можно классифицировать химические реакции.
- Названия типов (классов) химических реакций.

ВСПОМНИТЕ:

- Что называют основанием классификации?

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

по числу и составу
исходных веществ
и продуктов реакции

РЕАКЦИИ СОЕДИНЕНИЯ

несколько
простых
веществ



несколько
сложных
веществ

**РЕАКЦИИ РАЗЛОЖЕНИЯ**

несколько
простых
веществ



несколько
сложных
веществ

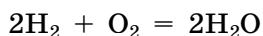
**РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ****РЕАКЦИИ ОБМЕНА****КЛАССИФИКАЦИИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

В зависимости от цели классификации её основания могут быть разными. В 9 классе мы будем использовать разные основания классификации химических реакций.

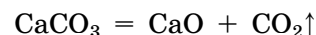
КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО ЧИСЛУ И СОСТАВУ ИСХОДНЫХ ВЕЩЕСТВ И ПРОДУКТОВ РЕАКЦИИ

По этому основанию выделяют четыре типа химических реакций.

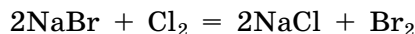
Реакции соединения — реакции, в результате которых из нескольких веществ образуется одно новое вещество:



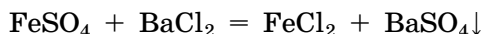
Реакции разложения — реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ:



Реакции замещения — реакции между сложным и простым веществами, в результате которых образуется новое простое и новое сложное вещество:



Реакции обмена — реакции между двумя сложными веществами, в ходе которых сложные вещества обмениваются своими составными частями:



Чтобы увидеть общий признак данной классификации — число и состав взятых и полученных веществ, составим схему, где запись уравнений реакций представим в общем виде.

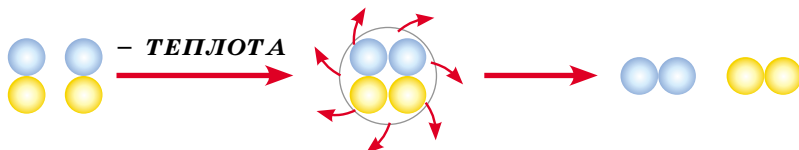


2.18. Классификация химических реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции

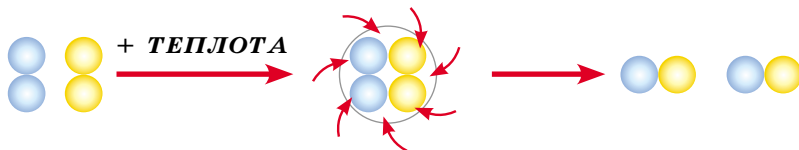
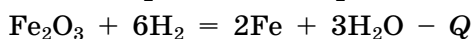
ЭКЗО- И ЭНДОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Каждая химическая реакция обязательно сопровождается вполне определённым тепловым эффектом — количеством выделенной или поглощённой теплоты. Выделение или поглощение теплоты в процессе химических реакций обусловлено тем, что на процесс разрушения химических связей затрачивается энергия, а при их образовании выделяется. О том, как рассчитать тепловой эффект химической реакции и почему не бывает химических реакций без теплового эффекта, вы узнаете в 11 классе, а пока только на качественном уровне выделим два типа реакций:

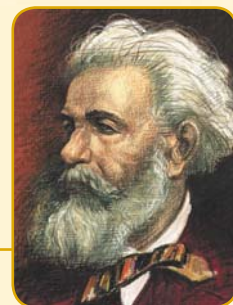
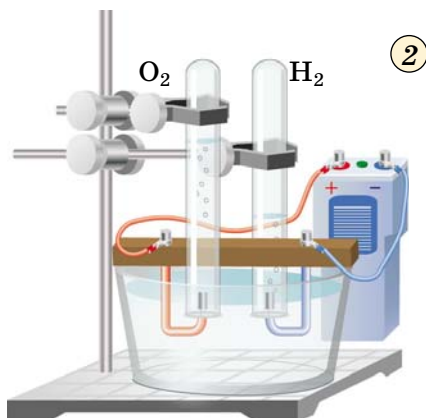
1) реакции, в ходе которых выделяется теплота, или **экзотермические реакции**:



2) реакции, идущие с поглощением теплоты, или **эндотермические реакции**:



К экзотермическим реакциям относят большинство химических процессов, происходящих в природе, осуществляемых в лаборатории или промышленности. Все реакции горения, окисления, соединения металлов с другими элементами — экзотермические. Пример эндотермической реакции — электролиз воды.

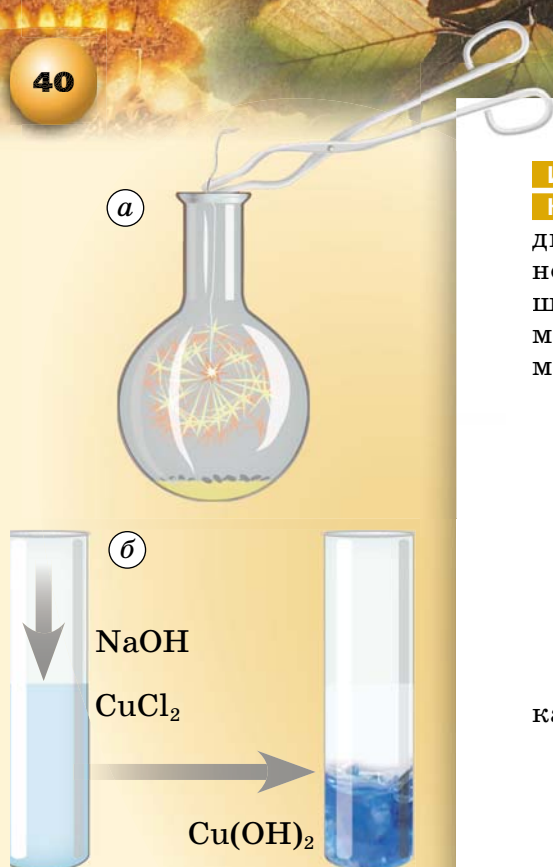
2.19. Экзотермические (1) и эндотермические (2) реакции**Бекетов****Николай Николаевич**

1827–1911

Русский химик. Создал первые в России термохимические лаборатории, в которых занимался исследованием тепловых эффектов химических реакций.

Для измерения количества теплоты, выделяющейся или поглощающейся при химических, физических или биологических процессах, используют специальные приборы — **калориметры**. Считается, что впервые прибор для определения теплоты горения ряда веществ, так называемый ледяной калориметр, изобрели французские учёные Л. Лавуазье и П.С. Лаплас. Современные калориметры позволяют измерять количество теплоты с точностью до 2%. Их устройство очень разнообразно и зависит от характера и продолжительности изучаемого процесса.





2.20. Окислительно-восстановительная реакция (а) и реакция, идущая без изменения степеней окисления атомов (б)

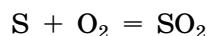
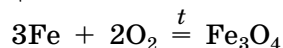
Пример обратимой реакции – разложение хлорида аммония NH_4Cl . Эта соль при нагревании легко разлагается на хлороводород HCl и аммиак NH_3 . Охлаждаясь, эти газы реагируют друг с другом, образуя хлорид аммония, кристаллики которого осаждаются на стенках пробирки.



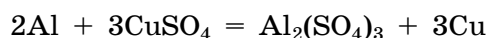
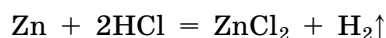
ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ КАК ОСНОВАНИЕ КЛАССИФИКАЦИИ

По этому основанию выделяют два типа химических реакций: окислительно-восстановительные реакции и химические реакции, идущие без изменения степеней окисления атомов. Примерами окислительно-восстановительных реакций могут служить:

а) горение веществ:

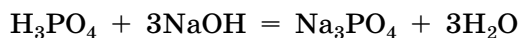


б) реакции замещения:

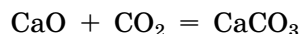
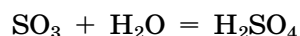


Без изменения степеней окисления атомов протекают, например:

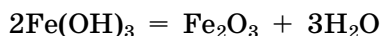
а) все реакции нейтрализации:



б) некоторые реакции соединения:



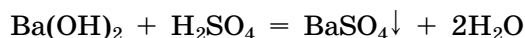
в) некоторые реакции разложения:



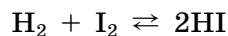
ОБРАТИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

По возможности протекания химической реакции при одних и тех же условиях одновременно в двух противоположных направлениях выделяют:

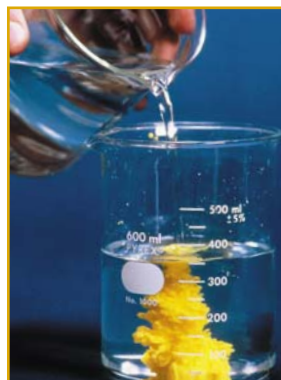
а) необратимые реакции:



б) обратимые реакции:

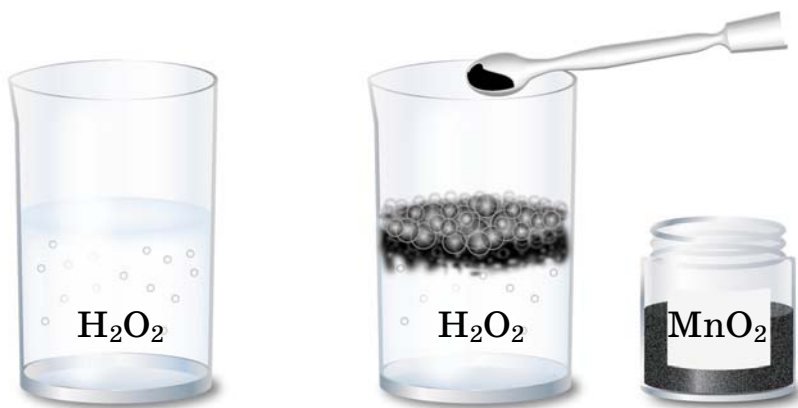


2.21. Необратимые химические реакции



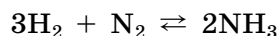
ИСПОЛЬЗОВАНИЕ КАТАЛИЗАТОРА

Классификация по данному основанию разделяет все химические реакции на две группы. Если для проведения химической реакции используют катализатор, то говорят, что это реакция **каталитическая**. Изменение скорости реакции под действием катализатора называется **катализом**.

**2.22. Каталитическое действие вещества**

Примерами каталитических реакций также могут служить:

а) промышленный синтез аммиака с использованием железа как катализатора:



б) превращение крахмала пищи в глюкозу под действием ферментов, содержащихся в слюне.

После окончания химической реакции катализатор остаётся неизменным. Каждый катализатор оказывает воздействие только на определённую реакцию, т.е. имеет избирательный характер. Известны тысячи разнообразных катализаторов, ими могут быть как неорганические, так и многие органические вещества.

Большинство химических реакций, используемых в промышленности, осуществляемых в лаборатории, протекающих в живых организмах, каталитические.

Термин «катализатор» предложил шведский химик Й.Я. Берцелиус, обобщив наблюдения других учёных об участии в химических реакциях особых компонентов — «третьих тел».



Берцелиус Йёнс Якоб
1779–1848

Шведский химик и минералог. Ввёл современные химические знаки элементов.

МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Химические реакции разных типов.

«ПОМОЩНИК»

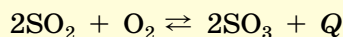
Используя имеющееся на вашем столе оборудование и реактивы, проведите химические реакции разных типов.

Запишите уравнения проведённых химических реакций, укажите их признаки и тип.

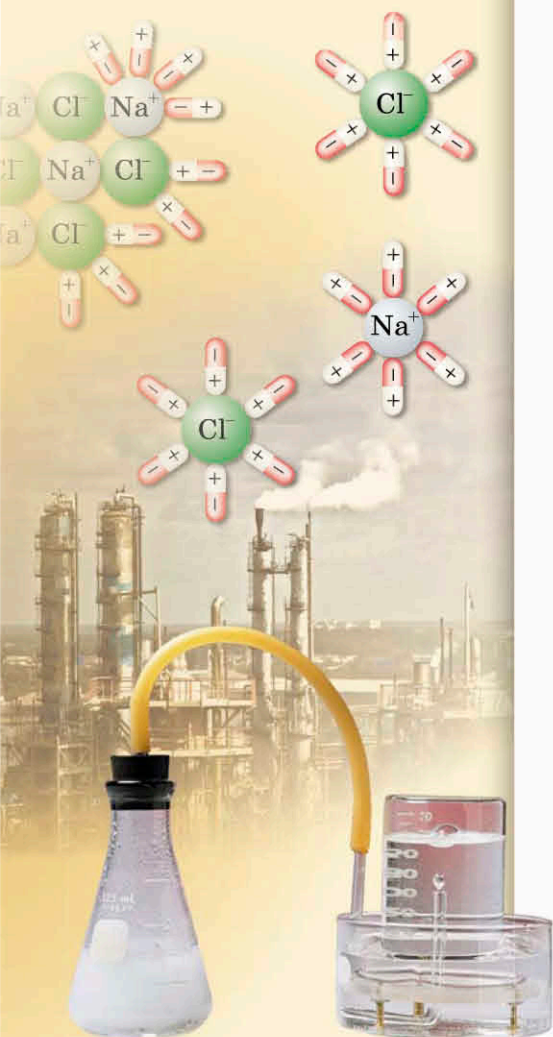
ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- По каким основаниям классифицируют химические реакции?
- Приведите примеры реакций разных типов, с которыми вы встречаетесь в повседневной жизни.

В зависимости от выбранного основания классификации одна и та же химическая реакция может принадлежать к разным типам, например, в результате взаимодействия оксида серы(IV) с кислородом получается оксид серы(VI):



Это реакция соединения, экзотермическая, окислительно-восстановительная, каталитическая, обратимая.



ПОДВЕДЁМ ИТОГИ

- Окислительно-восстановительные реакции — реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов.
- Электролитическая диссоциация — процесс распада электролита на ионы при растворении или расплавлении. Химические реакции в растворах электролитов идут в направлении связывания ионов.
- Скорость химической реакции — изменение молярной концентрации вещества за единицу времени. Скоростью химической реакции можно управлять.
- Катализатор — вещество, увеличивающее скорость химической реакции, но остающееся неизменным после её окончания.
- Обратимые химические реакции идут при одних и тех же условиях в двух противоположных направлениях, никогда не доходят до конца.
- Химическое равновесие — положение системы, при котором скорость прямой химической реакции равна скорости обратной химической реакции.
- Для классификации химических реакций используют разные основания:
 - 1) число и состав исходных веществ и продуктов химических реакций;
 - 2) тепловой эффект;
 - 3) изменение степеней окисления атомов в ходе химических реакций;
 - 4) возможность протекания химических реакций в противоположных направлениях при одних и тех же условиях;
 - 5) использование катализатора.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

- Разработка теории электролитической диссоциации связана с изучением электропроводности растворов. Первоначально считалось, что диссоциация происходит под действием проходящего через раствор электрического тока. Позже С. Аррениус обнаружил факты, доказывающие ошибочность этой идеи. Что это были за факты?
- В 8 классе мы называли реакциями окисления взаимодействие веществ с кислородом, а восстановления — реакции оксидов металлов с водородом. Пользуясь накопленными знаниями, докажите, что такое представление очень сильно упрощено.



ГЛАВА III

МНОГООБРАЗИЕ ВЕЩЕСТВ: НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

- ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ
- ГАЛОГЕНЫ
- КИСЛОРОД И СЕРА
- АЗОТ И ФОСФОР
- УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ



КОРОТКО О ГЛАВНОМ

В периодической системе элементов Д.И. Менделеева неметаллы составляют только 1/5 часть (22, считая астат), но по распространённости в нашей Вселенной на долю их атомов приходится более 99,9%. Неметаллы играют исключительную роль в жизни человека, животных, растений — достаточно вспомнить о водороде, кислороде, азоте. Не меньшее значение имеют и другие неметаллы: углерод, кремний, фосфор, сера.

Б.Н. Конарев
Любознательным о химии.
Неорганическая химия

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Как строение неметаллов отражается на их свойствах.
- Какими общими свойствами обладают неметаллы.
- Почему неметаллов — простых веществ больше, чем металлов — химических элементов.

ВСПОМНИТЕ:

- Как изменяются свойства химических элементов в периодах и группах периодической системы?
- С какими неметаллами вы познакомились в 8 классе?

ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Знание строения вещества позволяет составлять правильный прогноз их свойств и избавляет память от необходимости запоминания большого числа разрозненных фактов. Именно поэтому знакомство с неметаллами мы начинаем с их строения, которое связано с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ НЕМЕТАЛЛОВ Элементы-неметаллы достаточно компактно расположены в периодической системе. Применяв знания из курса химии за 8 класс, вы сможете рассказать о строении атома любого химического элемента-неметалла: какой заряд имеет атомное ядро, сколько в нём электронов, как они распределены по электронным слоям.



Неметаллы — это химические элементы только главных подгрупп периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

3.1. Неметаллы

H						(H)	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe
	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr		Y	Zr	Nb	Mo	Tc
	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os
	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs
Rg							

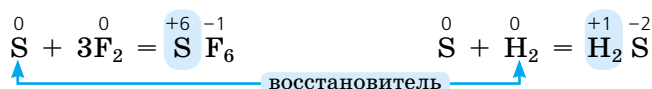
С увеличением порядкового номера элемента меняется электронная структура атома. У элементов одного периода увеличивается число внешних электронов, у элементов одной подгруппы увеличивается число электронных слоёв. Этим объясняется усиление неметаллических свойств в периоде и их ослабление в группе.

Несмотря на то что неметаллические свойства у неметаллов выражены в разной степени, у них есть сходные свойства. Если не принимать во внимание их разную химическую активность, то можно выделить два основных свойства: окислительные и восстановительные.

НЕМЕТАЛЛЫ КАК ОКИСЛИТЕЛИ Атомы неметаллов обладают высокой электроотрицательностью, поэтому при образовании химической связи они стремятся притянуть к себе общие электронные пары. Окислительные свойства атомов неметаллов особенно ярко проявляются в химических реакциях с металлами:



НЕМЕТАЛЛЫ КАК ВОССТАНОВИТЕЛИ В химических реакциях неметаллов друг с другом менее активные неметаллы играют роль восстановителей:



3.2. Изменение неметаллических свойств в группах и периодах

Простые вещества-неметаллы в химических реакциях с простыми и сложными веществами могут быть как окислителями, так и восстановителями.

АЛЛОТРОПИЯ Даже беглый взгляд на таблицу «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева» приводит к выводу, что химических элементов-неметаллов немного, однако простых веществ-неметаллов в природе существует гораздо больше.

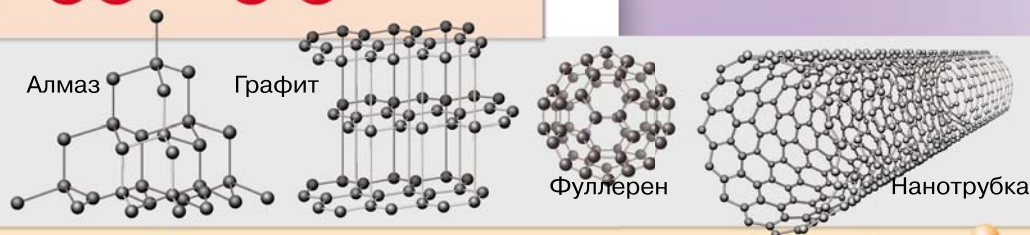
3.3. Неметаллы 3-го периода

Различие в составе и строении аллотропных модификаций одного и того же химического элемента приводит к различию их физических свойств, порой очень значительному. Алмаз — это самое твёрдое природное вещество, но достаточно хрупкое, а графит настолько мягок, что его используют для изготовления карандашных грифелей.

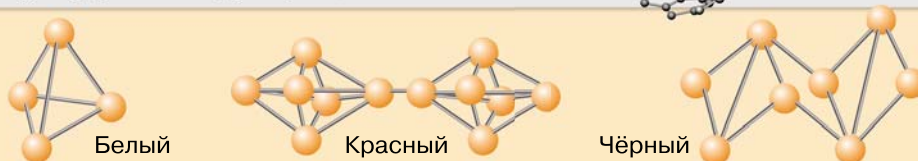
О 8
Кислород
15,9994



С 6
Углерод
12,011



Р 15
Фосфор
30,97376



С 16
Сера
32,066



3.4. Аллотропия неметаллов



Жизнь на Земле стала возможной благодаря существованию двух простых веществ, образованных химическим элементом № 8: кислорода и озона. Кислород обеспечивает протекание окислительно-восстановительных реакций в организмах, снабжая их необходимой энергией, а озон защищает от разрушительного действия ультрафиолетового излучения Солнца.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Как строение неметаллов отражается на их свойствах?
- Какими общими свойствами обладают неметаллы?
- Почему неметаллов — простых веществ больше, чем неметаллов — химических элементов?

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какие свойства (окислительные или восстановительные) характерны для простых веществ-галогенов.
- Что получается при взаимодействии галогенов с простыми и сложными веществами.

ВСПОМНИТЕ:

- Определения понятий «окислитель» и «восстановитель».

F 9
Фтор
18,998403

Cl 17
Хлор
35,453

Br 35
Бром
79,904

I 53
Иод
126,9045

At 85
Астат
[210]

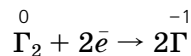
ГАЛОГЕНЫ

Знакомство с неметаллами и их соединениями мы начинаем с элементов главной подгруппы VII группы. Вы уже кое-что знаете о галогенах из курса химии 8 класса. Будучи очень сильными окислителями, галогены встречаются в природе только в виде соединений, в которых степени окисления их атомов равны -1 .

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ Основные сведения о физических свойствах галогенов — простых веществ приведены в таблице.

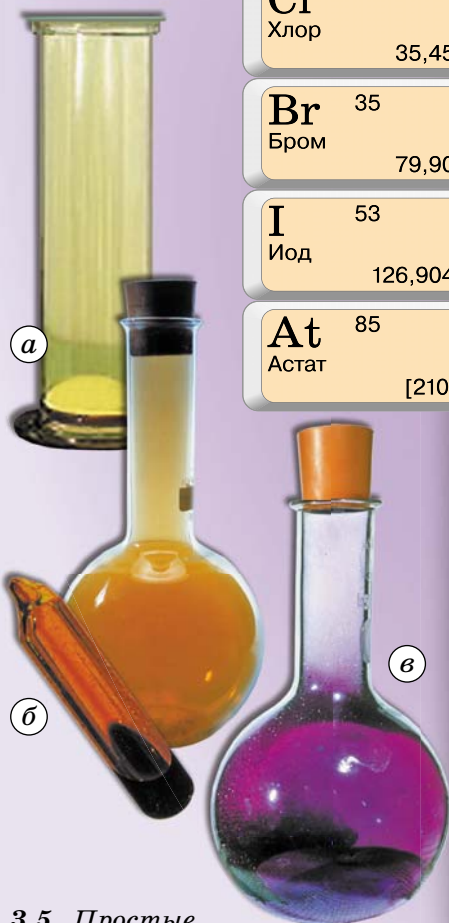
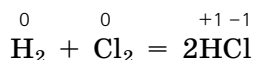
Вещество	Формула	$t_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$	Примечание
Фтор	F_2	$-219,62$	$-188,14$	Светло-зелёный газ
Хлор	Cl_2	$-100,95$	$-34,55$	Жёлто-зелёный газ
Бром	Br_2	$-4,25$	$58,75$	Красно-бурная жидкость
Иод	I_2	$113,50$	$184,35$	Тёмно-серые кристаллы с металлическим блеском. Пары иода имеют фиолетовый цвет
Астат	At_2	517	582	Чёрно-синие кристаллы

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ Во всех химических реакциях простые вещества, образованные галогенами, являются окислителями. Если все галогены обозначить русской буквой Г, то это свойство можно представить с помощью следующей условной схемы:



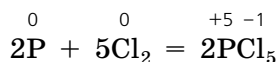
Химические реакции с участием галогенов рассмотрим на примере хлора.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ХЛОРА С ПРОСТЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ Хлор вступает в химические реакции практически со всеми простыми веществами, кроме других галогенов, кислорода, азота и благородных металлов. Если заранее подготовленную смесь водорода и хлора вынести на прямые солнечные лучи или просто осветить ярким светом, произойдёт взрыв:

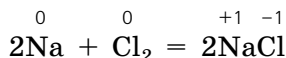
**3.5. Простые вещества-галогены:**

- а) хлор;
- б) бром: пары и жидкость;
- в) иод: пары и кристаллы

Красный фосфор, внесённый в колбу с хлором, самовозгорается:



Щелочной металл натрий энергично взаимодействует с хлором, образуя кристаллики поваренной соли:



Если раскалённую железную или медную проволоку поместить в атмосферу хлора, металлы загораются:



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ХЛОРА СО СЛОЖНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

Большое практическое значение имеет химическая реакция между природным газом метаном и хлором, в результате которой образуются вещества, широко используемые в различных видах деятельности человека.



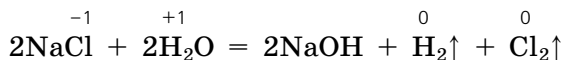
Простые вещества — галогены в химических реакциях с любыми веществами являются только окислителями.



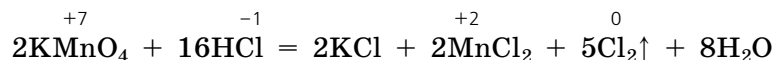
3.6.
Взаимодействие
натрия и хлора

Хлор взаимодействует с теми сложными веществами, в состав которых входят атомы или ионы, могущие повышать степень окисления. Исключение составляют фториды, так как атомы хлора не могут окислить фторид-ионы.

ПОЛУЧЕНИЕ ХЛОРА В промышленности хлор получают электролизом раствора хлорида натрия. Одновременно получают и такие важные вещества, как водород и гидроксид натрия:



Лабораторный способ получения хлора заключается в действии концентрированной соляной кислоты на кристаллический перманганат калия:



Все галогены — очень сильные яды. Во время Первой мировой войны хлор использовали как боевое отравляющее вещество. Ядовитость галогенов применяется человеком и в мирных целях: хлором обеззараживают воду, раствором иода в спирте обрабатывают небольшие раны.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Пользуясь таблицей физических свойств галогенов, определите, в каком агрегатном состоянии находятся эти вещества при температуре: а) 0 °С; б) 20 °С; в) 200 °С.
- Попробуйте объяснить, почему простые вещества-галогены в химических реакциях бывают только окислителями.
- Составьте уравнения химических реакций между хлором Cl_2 и: а) сурьмой Sb , б) литием Li , зная, что хлор окисляет атомы этих простых веществ до максимальной степени окисления.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

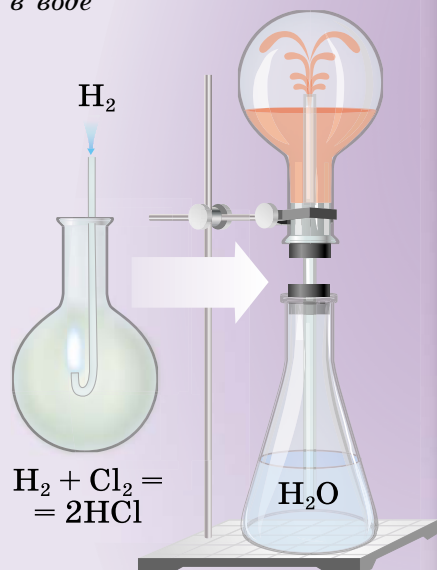
- Какими физическими свойствами обладают галогеноводороды.
- С какими веществами взаимодействует газообразный хлороводород.
- Как в растворе обнаружить наличие хлорид-ионов.
- Какую роль играет в нашей жизни соляная кислота.

ВСПОМНИТЕ:

- Условия течения реакций обмена в растворах электролитов до конца.
- Химические свойства хлороводорода известные вам из курса 8 класса.

Вещество C_2H_3Cl — хлорэтен, используется для производства полимера поливинил-хлорида. Из него изготавливают, например, изоляцию для электрических проводов.

3.7. Растворение хлороводорода в воде



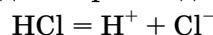
ХЛОРОВОДОРОД И СОЛЯНАЯ КИСЛОТА

Все галогены взаимодействуют с водородом и образуют соединения состава HG — **галогеноводороды**. Познакомимся со свойствами самого используемого человеком галогеноводорода — хлороводорода.

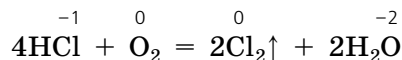
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВОДОРОДОВ Основные сведения о физических свойствах галогеноводородов приведены в таблице.

Вещество	Температура, °C		Максимальный объём, растворяющийся в 1 л воды при $t = 20\text{ }^{\circ}\text{C}$, л
	плавления	кипения	
HF	-83,4	19,7	800
HCl	-114,3	-85,1	400
HBr	-86,9	-66,8	530
HI	-50,9	-35,4	400

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ХЛОРОВОДОРОДА Растворение хлороводорода в воде сопровождается диссоциацией:



При нагревании в присутствии хлорида меди(II) хлороводород окисляется кислородом:

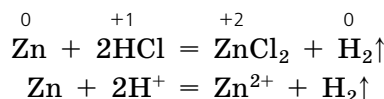


Хлороводород вступает в химические реакции с органическими веществами, например с ацетиленом:

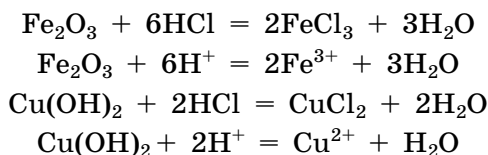


СОЛЯНАЯ КИСЛОТА Раствор хлороводорода в воде — сильная кислота, которая взаимодействует:

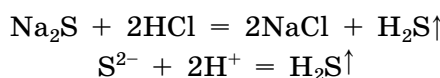
1) со всеми металлами, находящимися в ряду активности металлов до водорода:



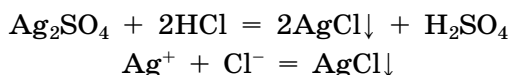
2) с оксидами и гидроксидами металлов:



3) с солями:



В химических реакциях соляной кислоты может принимать участие и хлорид-ион, например:



СОЛИ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ — ХЛОРИДЫ В природе хлороводород и соляная кислота встречаются редко. Соли соляной кислоты — хлориды, напротив, широко распространены. Хлорид натрия встречается в виде минерала галита.

Окраска хлоридов зависит от того, каким металлом образована соль. Ионы металла, входящие в состав хлорида, могут присоединять к себе молекулы воды, т.е. находиться в гидратированном виде. Окраска этих веществ будет отличаться от окраски безводных солей.



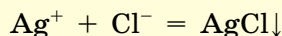
Последовательность действий при обнаружении хлорид-ионов:

1. Добавить к пробе исследуемого раствора 2–3 капли раствора нитрата серебра.
2. Белый осадок не образуется — в растворе нет хлорид-ионов.
3. Если образовался белый осадок, добавить 2–3 капли раствора азотной кислоты. Если осадок не растворился, в растворе содержатся хлорид-ионы. Если осадок растворился, хлорид-ионов нет.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Составьте уравнения химических реакций, характеризующих свойства соляной кислоты.
- Нитрат серебра — очень дорогой реактив (почему?). Иногда вместо него используют раствор нитрата другого металла, ионы которого также образуют с хлорид-ионами белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте. Нитрат какого металла вы предложили бы использовать для обнаружения хлорид-ионов?

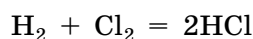
Химические свойства хлоридов проявляются в свойствах катионов металлов и в свойствах хлорид-ионов. Важнейшим свойством хлорид-ионов является образование нерастворимого в воде и азотной кислоте хлорида серебра:



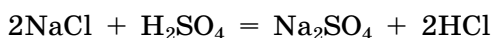
Эта химическая реакция используется для обнаружения хлорид-ионов в растворах.



ПОЛУЧЕНИЕ ХЛОРОВОДОРОДА И СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ Соляная кислота образуется при растворении хлороводорода в воде. Поэтому сначала необходимо получить хлороводород. В основе промышленного способа лежит химическая реакция между водородом и хлором:



В лаборатории хлороводород получают действием концентрированной серной кислоты на кристаллический хлорид натрия при нагревании:



Соляная кислота применяется в металлургии, в производстве каучуков, соды.

Соляная кислота — одна из важнейших составляющих желудочного сока. Она защищает наш организм от патогенных микробов и бактерий.

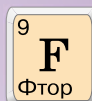
ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какими свойствами галогены отличаются друг от друга и чем вызвано различие этих свойств.
- Какую роль играют галогены в жизни человека.

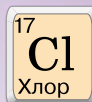
ВСПОМНИТЕ:

- Как связаны строение вещества и его свойства?
- Какие электролиты называют сильными и какие — слабыми?
- Что означают стрелки ($\rightleftharpoons$) в уравнениях химических реакций?

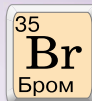
Неметаллические свойства



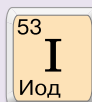
0,064



0,099



0,119



0,136

Радиусы нейтральных атомов, нм

3.9. Изменение неметаллических свойств у галогенов

Если в раствор крахмала добавить простое вещество иод, раствор станет синим. Это так называемая йодо-крахмальная реакция.

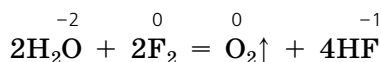
ФТОР, БРОМ, ИОД

Фтор, бром и иод, а также их соединения по своим свойствам напоминают свойства хлора и его соединений. Но есть и различия, обусловленные различным строением атомов этих химических элементов.

СТРОЕНИЕ АТОМОВ ГАЛОГЕНОВ Внешний слой атомов всех галогенов близок к завершению: до устойчивого состояния на нём не хватает всего одного электрона. Этим объясняется сходность свойств галогенов и их соединений.

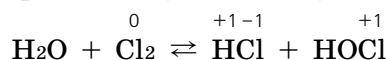
Различие в строении атомов заключается в разном числе электронных слоёв, т.е. в разном расстоянии валентных электронов от ядра. Чем больше расстояние, тем слабее валентные электроны связаны с ядром и тем слабее выражены неметаллические свойства. Это проявляется в разной силе галогенов — простых веществ как окислителей.

ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ Различия в окислительных свойствах галогенов проявляются, например, во взаимодействии с водой. Вода в атмосфере фтора горит голубым пламенем:

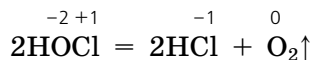


Кроме кислорода и фтороводорода, образуются и другие вещества (их формулы в уравнении опущены).

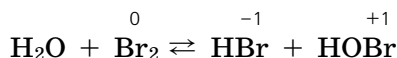
При 20 °С в 1 л воды растворяется около 0,14 моль хлора (3 л), при этом образуется раствор, который называют *хлорной водой*. Он содержит воду, хлор, соляную и хлорноватистую кислоту:



Хлорная вода, устойчивая в темноте, на свету разлагается с образованием хлороводорода и кислорода:



При 20 °С в 1 л воды растворяется около 0,22 моль брома (3,9 г). Равновесие в бромной воде смещено влево:



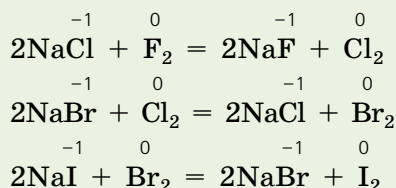
При 20 °С в 1 л воды растворяется около 0,001 моль иода (0,3 г), при этом иод практически не взаимодействует с водой.



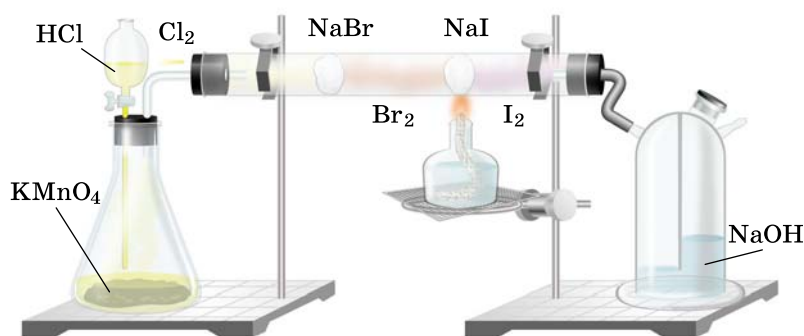
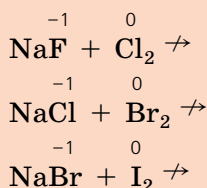
С увеличением зарядов ядер атомов галогенов химическая активность простых веществ уменьшается.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ГАЛОГЕНОВ С ГАЛОГЕНИДАМИ Галогены с меньшим атомным номером могут вытеснять из солей галогены с большим атомным номером, например:

Химическая реакция возможна

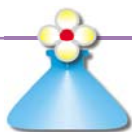
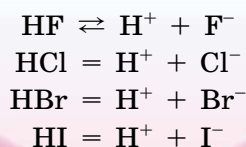


Химическая реакция невозможна



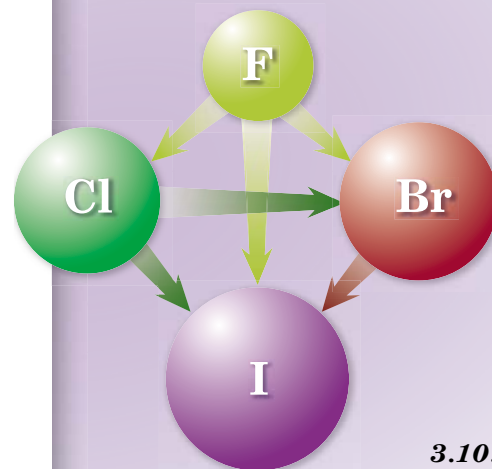
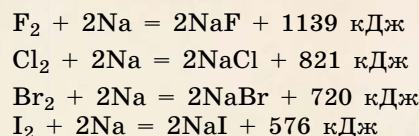
В этом также проявляется различная сила галогенов как окислителей.

ГАЛОГЕНОВОДОРОДЫ Увеличение радиусов атомов галогенов в ряду фтор — хлор — бром — йод приводит к увеличению силы галогеноводородных кислот:



Соединения галогенов чрезвычайно важны для человека: фторид кальция CaF_2 — основной компонент самого твёрдого вещества в организме человека — зубной эмали; бромид-ионы регулируют в организме человека процессы возбуждения и торможения, поэтому бромиды натрия и калия используют как успокаивающие средства (в просторечии «бром»); атомы йода входят в состав гормонов щитовидной железы, регулирующих рост, развитие и обмен веществ организма. Если соединения галогенов в небольших дозах полезны для человека, то простые вещества-галогены смертельно опасны.

О химической активности простых веществ-галогенов можно судить по количеству теплоты, выделяющейся при их взаимодействии с натрием:



3.10.
Вытеснение галогенов

Способность плавиковой кислоты реагировать с оксидом кремния(IV) используют, когда необходимо протравить стекло, т.е. нанести на него рисунок.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Как и почему изменяется химическая активность галогенов — простых веществ?
- Для восполнения недостатка йода в организме человека используют йодированную соль. Можно ли заменить её: а) приёмом внутрь йодной настойки (10%-ный раствор йода в спирте); б) обычной поваренной солью, в которую добавлена йодная настойка? Аргументируйте ваше решение.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

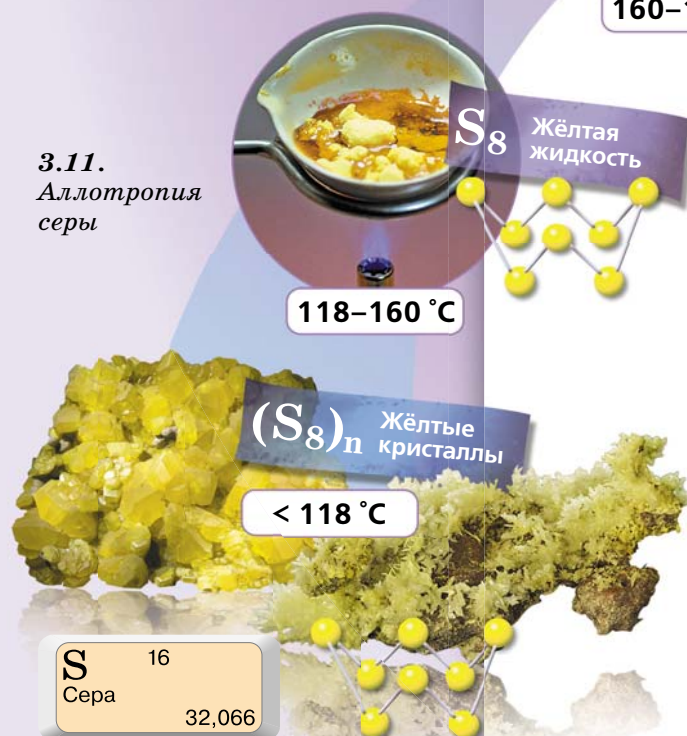
- Чем похожи и чем различаются свойства кислорода и серы.
- Как получают серу.
- Где и для чего используют серу.

ВСПОМНИТЕ:

- Как изменяются свойства химических элементов одной подгруппы с увеличением зарядов атомных ядер?
- Известные вам химические свойства кислорода.

Происхождение слова «сера» точно не установлено. Наиболее часто встречаются три объяснения: санскритское «сира» — светло-жёлтый; древнееврейское «серафим» — горящий, пламенеющий; древнерусское «сера» — любое горючее вещество.

3.11. Аллотропия серы



КИСЛОРОД И СЕРА

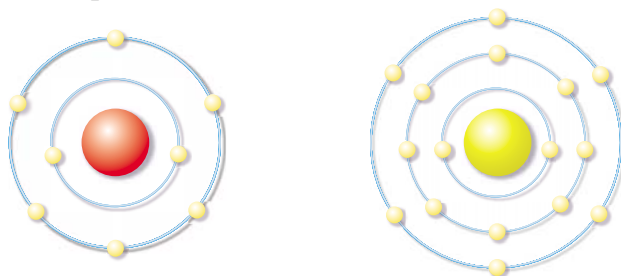
В главную подгруппу VI группы входят неметаллы кислород, сера, селен и теллур. Для нас наибольший интерес представляют первые два неметалла. Со свойствами кислорода вы познакомились в 8 классе, поэтому основное внимание мы сосредоточим на свойствах серы.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

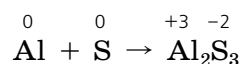
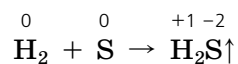
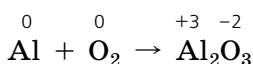
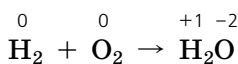
Химический элемент сера образует несколько простых веществ, из которых при обычных условиях наиболее устойчива кристаллическая сера, образованная молекулами S₈. При температуре около 118 °C кристаллы серы превращаются в светло-жёлтую подвижную жидкость. Дальнейшее нагревание серы приводит к необычному результату: при 160 °C жидкость начинает темнеть, она бурлит и становится всё более и более вязкой. После нагревания до 190 °C и выше вязкость серы уменьшается, и при температуре 444 °C сера закипает.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

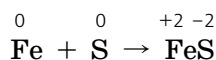
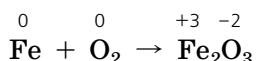
Электронное строение атома серы сходно со строением атома кислорода, но и отличается от него.



Наличие шести электронов на внешних электронных слоях атомов кислорода и серы обуславливает их свойства как окислителей:

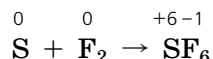
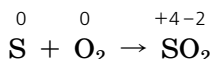


Однако кислород более сильный окислитель, чем сера (почему?):



При нагревании сера взаимодействует почти со всеми металлами, кроме золота, платины, иридия; с активными металлами, например натрием, сера может реагировать и без нагревания.

Для кислорода неизвестны химические реакции, в которых он был бы восстановителем, а для серы характерны восстановительные свойства:

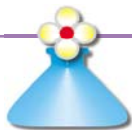



В химических реакциях с окислителями сера проявляет восстановительные свойства; в химических реакциях с водородом и металлами сера является окислителем.

ПОЛУЧЕНИЕ СЕРЫ

Сера встречается в природе в самородном состоянии в США, Индонезии, Ираке, на территории бывших среднеазиатских республик СССР, на Украине. В России небольшие залежи самородной серы есть в Поволжье (Самарская область). На Камчатке и Курильских островах встречаются вулканические месторождения серы.

В промышленных масштабах серу в нашей стране получают из отходящих газов коксохимического производства, из нефти и нефтяных попутных газов.



Сера как простое вещество входит в состав мазей, использующихся при лечении некоторых кожных заболеваний.

Почти половина добываемой серы расходуется на производство серной кислоты, которая, в свою очередь, является исходным веществом для получения многих продуктов химической промышленности. Большие количества серы необходимы для получения резины из каучуков.

«Сера входит также в состав ужасного изобретения — порошка, который может метать далеко вперёд куски железа, бронзы или камня — оружие войны нового типа».

Агрикола. О царстве минералов (XVI в.)

3.12. Горение серы в кислороде

3.13. Вулканические месторождения серы



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Что общего у свойств кислорода и серы и чем эти свойства различаются? Приведите примеры уравнений химических реакций, не повторяя те, которые даны в учебнике.
- Чем вызваны различия в свойствах кислорода и серы? Ответ поясните рисунками.
- Как получают серу?
- Подготовьте презентацию об использовании серы.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какими свойствами обладают водородное соединение серы и сульфиды металлов.
- Чем опасен и чем полезен для человека сероводород.
- Как обнаружить в воздухе примесь сероводорода.

ВСПОМНИТЕ:

- Общие свойства кислот как электролитов.
- Чему равна минимально возможная степень окисления серы?
- Какие вещества называются окислителями и восстановителями?

Сероводород образуется в результате разложения белков, поэтому часто говорят, что сероводород пахнет тухлыми яйцами. Это неверно, запах тухлых яиц — запах сероводорода.

Сероводород — очень ядовитый газ. Но его присутствие в воздухе легко определяется по запаху: достаточно всего 0,01 мл сероводорода в 1 л воздуха, чтобы ощутить его запах. Предельно допустимая концентрация в воздухе составляет 0,01 мг/л (или 0,07 мл/л). Признаки отравления — головная боль, головокружение, тошнота, обмороки. Пострадавшего необходимо немедленно вынести на свежий воздух и вызвать врача.

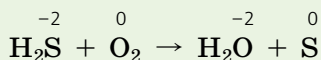
СЕРОВОДОРОД. СУЛЬФИДЫ

Соединения серы со степенью окисления -2 широко распространены в природе и играют значительную роль в жизни и отдельного человека, и цивилизации в целом. В одних случаях они полезны, в других — могут причинить вред.

СЕРОВОДОРОД Соединение серы с водородом H_2S — бесцветный газ с характерным неприятным запахом.

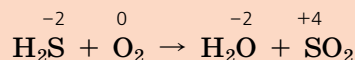
Сероводород — горючий газ. В зависимости от условий проведения химической реакции образуются разные продукты окисления сероводорода кислородом воздуха.

При недостатке



Химическая реакция лежит в основе промышленного получения серы

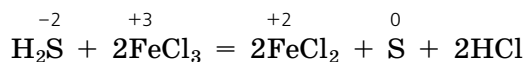
При полном сгорании



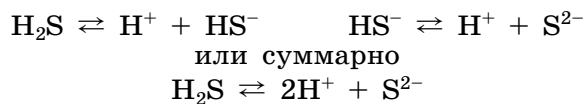
Химическая реакция лежит в основе промышленного получения серной кислоты

Сероводород образует с воздухом взрывоопасные смеси в достаточно широком диапазоне содержания сероводорода: от 4 до 45 % по объёму.

Восстановительные свойства сероводорода проявляются и в химических реакциях со сложными веществами, например:

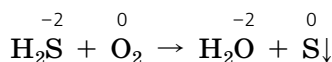


Сероводород растворяется в воде: в 1 л воды при 20°C можно растворить 3 л сероводорода. Растворение сероводорода сопровождается его диссоциацией:



СЕРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТА Из-за диссоциации сероводорода его водный раствор обладает свойствами очень слабой кислоты, для которой характерны все известные вам свойства кислот. Она образует соли: средние — сульфиды, кислые — гидросульфиды.

Для сероводородной кислоты характерны свойства сильного восстановителя. Так, при хранении она быстро мутнеет из-за окисления кислородом воздуха:



Все соединения серы со степенью окисления -2 — сильные восстановители. Они никогда не бывают окислителями.

СУЛЬФИДЫ МЕТАЛЛОВ

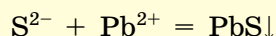
Соединения серы с металлами широко распространены в природе. Большинство сульфидов металлов не растворяется в воде, что и обуславливает их наличие в земной коре.



Нерастворимость сульфидов металлов лежит в основе обнаружения сульфид-ионов в растворах.



Реактив на сульфид-ионы — раствор нитрата свинца: в присутствии сульфид-ионов образуется чёрный осадок.



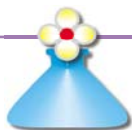
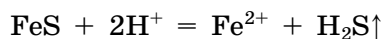
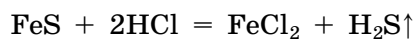
Сульфиды щелочных металлов хорошо растворяются в воде и при этом диссоциируют, например:



При этом также протекают другие процессы, с которыми вы познакомитесь в 11 классе.

ПОЛУЧЕНИЕ СЕРОВОДОРОДА

В промышленности сероводород выделяют из природного и нефтяного попутного газа. Лабораторный способ получения сероводорода основан на взаимодействии сульфида железа(II) с соляной кислотой:



Несмотря на опасность сероводорода, его слабые водные растворы бывают полезны для организма человека. Сероводородные ванны используются при лечении кожных заболеваний, сероводородная вода улучшает кровообращение. В России наиболее известные сероводородные источники расположены в Мацесте (г. Сочи), Пятигорске (Ставропольский край), Бакирово (Татарстан), Красноусольске (Башкирия), Усть-Качке (Пермский край).

3.14. Сульфиды**3.15.**

Сероводородные источники в Мацесте

**ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:**

- Выпишите из текста схемы химических реакций, расставьте коэффициенты. В формулах веществ подчеркните одной чертой химические знаки окислителей, двумя чертами — восстановителей.
- Составьте уравнения химических реакций, характерных для сероводородной кислоты.
- Соберите дополнительную информацию об использовании природных сульфидов.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какими свойствами обладают оксиды серы.
- Где и как человек использует некоторые свойства оксидов серы.

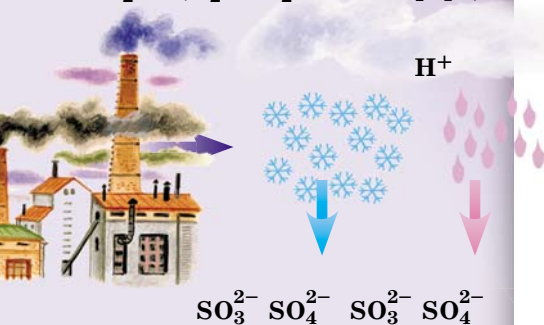
ВСПОМНИТЕ:

- Какие оксиды называют кислотными?
- Что образуется в результате взаимодействия кислотных оксидов с водой, основными оксидами, основаниями?

Оксид серы(IV) обладает способностью обесцвечивать органические красители, что ранее использовалось для отбеливания соломы, холстов, бумаги.

Оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты, называют ангидридами (от др.-греч. *an* — отрицательная частица и *hydor* — вода): SO_2 — сернистый ангидрид; SO_3 — серный ангидрид.

$\text{SO}_2 + (\text{H}_2\text{O}, \text{O}_2 \text{ в атмосфере})$



3.16. Схема образования кислотных осадков

ОКСИДЫ СЕРЫ

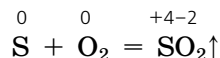
«Сера применяется для очищения жилищ, так как многие держатся мнения, что запах и горение серы могут предохранить от всяких чародейств и прогнать всякую нечистую силу».

Плиний Старший.
Естественная история (I в. н. э.)

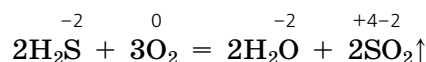
Некоторые свойства оксидов серы давали основания нашим далёким предкам для такого мнения. Сера образует два оксида — SO_2 и SO_3 .

ОКСИД СЕРЫ(IV), ИЛИ СЕРНИСТЫЙ ГАЗ Оксид серы(IV) при обычных условиях представляет собой бесцветный ядовитый газ с резким характерным запахом «горелой серы». Сернистый газ образуется в результате горения:

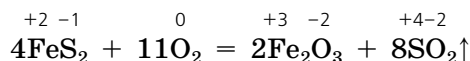
а) серы:



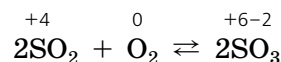
б) сероводорода:



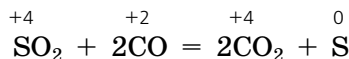
в) природных сульфидов:



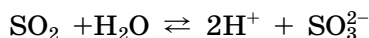
Для оксида серы(IV) характерны восстановительные свойства, например:



Вместе с тем сернистый газ может быть и окислителем, так как степень окисления серы в этом соединении равна +4 — значительно больше минимально возможной:

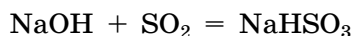


При растворении оксида серы(IV) в воде образуется очень неустойчивая сернистая кислота, которая существует только в виде разбавленных растворов, а в свободном состоянии не выделена:



Для сернистой кислоты характерны все общие свойства кислот как электролитов.

При взаимодействии с растворами щелочей сернистый ангидрид может образовать две разные соли:

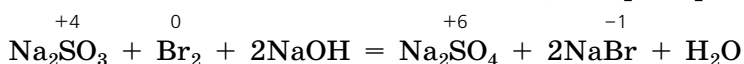


гидросульфит натрия



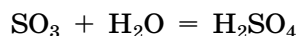
сульфит натрия

Сернистая кислота, гидросульфиты и сульфиты являются сильными восстановителями, например:



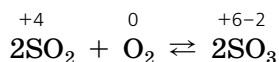
Оксид серы(IV) в химических реакциях может быть как восстановителем, так и окислителем, но восстановительные свойства для этого вещества более характерны.

ОКИД СЕРЫ(VI), ИЛИ СЕРНЫЙ АНГИДРИД Высший оксид серы SO_3 при 0°C — твёрдое вещество белого цвета, а при 20°C — бесцветная маслянистая жидкость. Оксид серы(VI) жадно поглощает воду из воздуха, превращаясь при этом в серную кислоту:

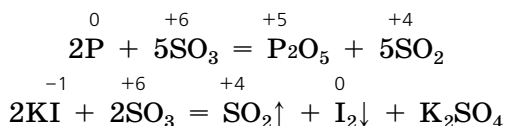


Серный ангидрид способен отнимать воду и у органических веществ, что делает его очень опасным.

Оксид серы(VI) является исходным веществом в производстве серной кислоты; в основе его получения лежит химическая реакция, протекающая в присутствии катализаторов, содержащих соединения ванадия:

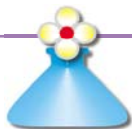


Высший оксид серы — это очень сильный окислитель. Он окисляет как простые, так и сложные вещества:

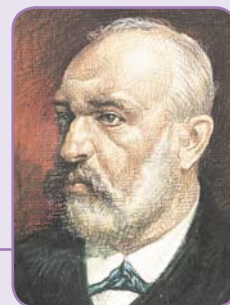
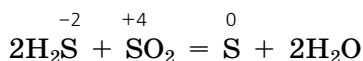


Оксид серы(VI) в химических реакциях может быть только окислителем.

Оксиды серы — кислотные оксиды, они вступают в химические реакции с водой, с оксидами и гидроксидами металлов.



Оксид серы(IV) — побочный продукт химических производств. При попадании в атмосферу он претерпевает ряд химических превращений, ведущих к образованию кислотных осадков. Ядовитый оксид серы(IV) используют для борьбы с сельскохозяйственными вредителями, например с насекомыми, а также для нейтрализации ядовитых отходов животноводческих ферм, содержащих сероводород:



Винклер
Клеменс Александр
1838–1904

Немецкий химик. Разработал способ получения оксида серы(VI) из оксида серы(IV) в присутствии платины, который долгое время использовался в промышленном производстве серной кислоты.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

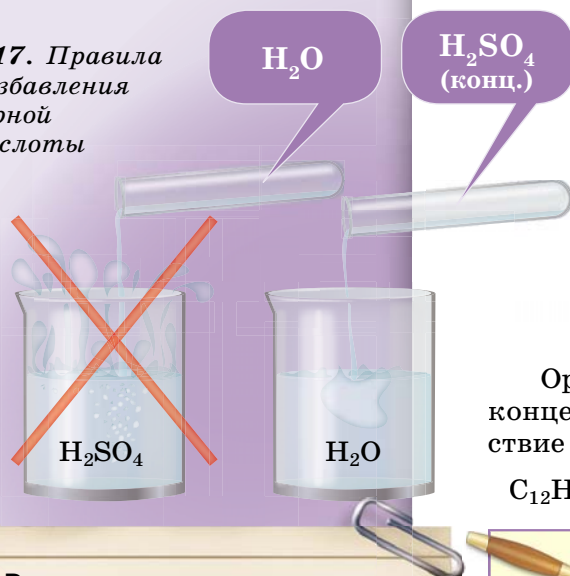
- Вернитесь к цитате, с которой начинается параграф, и объясните, что следует понимать под «нечистой силой».
- Объясните различия в окислительно-восстановительных свойствах оксида серы(IV) и оксида серы(VI). В качестве примеров приведите соответствующие уравнения химических реакций.
- Найдите дополнительную информацию о биологическом действии оксидов серы и на её основе подготовьте небольшое сообщение.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Правила безопасной работы с серной кислотой.
- Особенные свойства серной кислоты, которые отличают её от других кислот.
- Где в природе встречается серная кислота и её соли.

ВСПОМНИТЕ:

- Общие правила безопасности работы в химической лаборатории.
- Свойства кислот как электролитов.

3.17. Правила разбавления серной кислоты

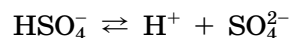
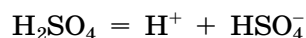
В Средневековые серную кислоту получали из купоросов (сульфатов), её до сих пор часто называют купоросным маслом. В природе серная кислота встречается только в озёрах, образовавшихся в кратерах вулканов.

СЕРНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ

Серную кислоту образно называют хлебом промышленности. На каких свойствах основано столь широкое применение серной кислоты?

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ Серная кислота H_2SO_4 — это тяжёлая (почти в два раза тяжелее воды) маслянистая жидкость.

Серная кислота смешивается с водой в любых соотношениях. Растворение сопровождается её диссоциацией и выделением большого количества теплоты:

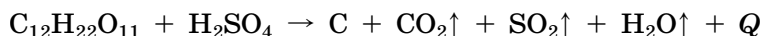


Если к концентрированной серной кислоте добавлять воду, то она как более лёгкая жидкость остаётся на поверхности кислоты и за счёт выделяющейся теплоты закипает. Капли горячего раствора могут попасть на кожу и вызвать тяжёлые ожоги.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ Концентрированная серная кислота окисляет медь:



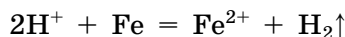
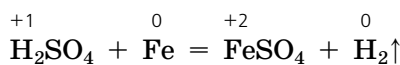
Органические соединения полностью разрушаются концентрированной серной кислотой. Её взаимодействие с сахаром можно описать условной схемой:



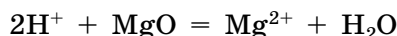
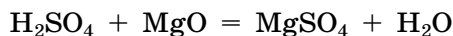
Концентрированная серная кислота является очень сильным окислителем за счёт атомов серы со степенью окисления +6.

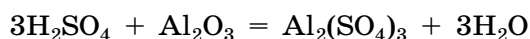
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ Растворы серной кислоты обладают такими же химическими свойствами, как и растворы других кислот, и могут взаимодействовать:

а) с металлами, находящимися в ряду активности левее водорода:

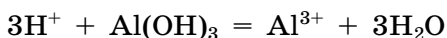
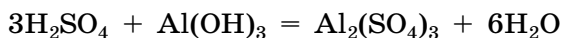
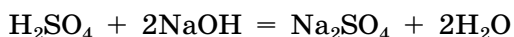


б) с основными и амфотерными оксидами:

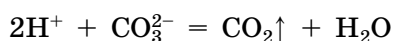
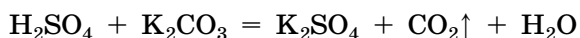




в) с основаниями и амфотерными гидроксидами:



г) с солями:

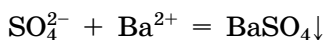


СОЛИ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ Двухосновная серная кислота образует два ряда солей.

Соли	Примеры
Кислые – анион HSO_4^-	NaHSO_4 – гидросульфат натрия $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат кальция
Средние – анион SO_4^{2-}	Na_2SO_4 – сульфат натрия CaSO_4 – сульфат кальция

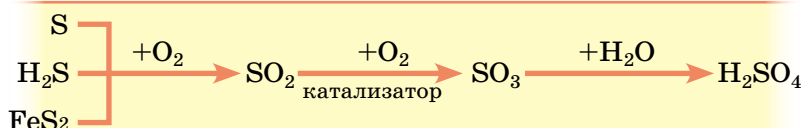
Все гидросульфаты хорошо растворяются в воде. Данные о растворимости сульфатов содержатся в таблице растворимости.

КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА СУЛЬФАТ-ИОН Для обнаружения в растворе сульфат-ионов обычно используют хлорид или нитрат бария:



Образование белого осадка, который не растворяется при добавлении раствора азотной кислоты, свидетельствует о наличии сульфат-ионов в исследуемом растворе.

ПОЛУЧЕНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ В промышленности серную кислоту получают в три стадии. В зависимости от использования природного сырья первые стадии на разных производствах могут отличаться друг от друга; в основе второй и третьей стадии лежат одинаковые химические реакции.



Серная кислота используется в производстве лекарственных препаратов, красителей, химических волокон, ядохимикатов и взрывчатых веществ, в металлургии. Электролит в аккумуляторах автомобилей – это раствор серной кислоты. Больше всего серной кислоты расходуется на производство минеральных удобрений.



МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Определение растворов хлорида, сульфида и сульфата натрия.

«ПОМОЩНИК»

В трёх склянках с номерами находятся растворы хлорида, сульфида и сульфата натрия.

Пользуясь имеющимися в вашем распоряжении реактивами, определите содержимое каждой склянки.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Сопоставьте свойства серной кислоты с областями её применения. На каких свойствах серной кислоты основано её применение?
- Приведите собственные примеры химических реакций, в которые вступает раствор серной кислоты.
- Составьте инструкцию по оказанию первой помощи в случае поражения серной кислотой.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какими физическими и химическими свойствами обладают простые вещества азот и фосфор.
- Как строение простых веществ азота и фосфора сказывается на их свойствах.
- Что нужно делать при попадании фосфора на кожу.

ВСПОМНИТЕ:

- Как изменяется химическая активность простых веществ, образованных элементами главных подгрупп VII и VI группы, с увеличением зарядов атомных ядер?

N 7
Азот
14,0067

Изучая свойства недавно открытого газа, А.Л. Лавуазье обнаружил, что он не поддерживает дыхания. Он и назвал этот газ азотом, что в переводе означает «безжизненный, отрицающий жизнь». В действительности жизнь без азота невозможна, его атомы входят в состав белков и нуклеиновых кислот.

Азот в природе встречается в основном в виде простого вещества, и его наиболее устойчивая степень окисления 0.

АЗОТ И ФОСФОР

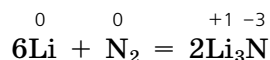
Главную подгруппу V группы образуют азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Наиболее ярко неметаллические свойства выражены у азота и фосфора.

АЗОТ Элемент, занимающий седьмую клетку в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, был открыт благодаря трудам французского химика А.Л. Лавуазье.

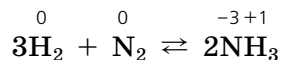
Простое вещество азот — бесцветный газ, без запаха и очень плохо растворим в воде. Он обладает большой химической инертностью, так как его атомы связаны в двухатомных молекулах тремя общими электронными парами:



При обычных условиях азот вступает в химическую реакцию только с литием, образуя нитрид лития:

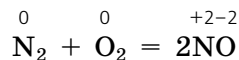


При нагревании и высоком давлении в присутствии железа азот вступает в обратимую химическую реакцию с водородом:



Если вы присмотритесь к изменению степеней окисления атомов азота в приведённых химических уравнениях, то заметите, что в ходе реакций с литием и водородом атомы азота понижают степени окисления. Следовательно, в этих случаях азот играет роль окислителя.

Азот может быть и восстановителем. Его восстановительные свойства проявляются в реакции с кислородом:



Для того чтобы началась химическая реакция азота с кислородом, необходимо очень сильное нагревание. Высокая температура, при которой азот взаимодействует с кислородом, создаётся, например, в работающем двигателе автомобиля или во время грозы в канале молнии.



Азот химически инертен, так как атомы в молекулах азота связаны тремя прочными ковалентными неполярными связями. Для азота характерны окислительные свойства.

ФОСФОР Химический элемент фосфор образует несколько простых веществ. Чаще всего встречаются красный и белый фосфор. Они обладают различными свойствами, что обусловлено различием в их строении.

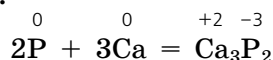
Красный фосфор — твёрдое вещество тёмно-красного цвета. При нагревании без доступа воздуха он превращается в белый фосфор. Белый фосфор при хранении постепенно превращается в красный. В определённых условиях это превращение сопровождается свечением.

В химических реакциях для фосфора характерны восстановительные свойства, например:



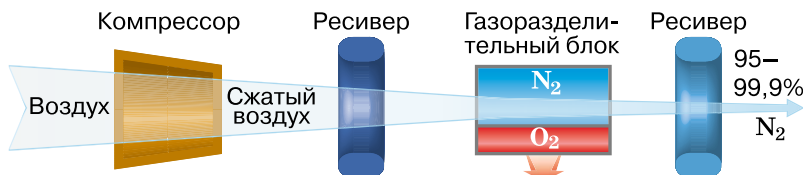
При взаимодействии с кислородом красный фосфор загорается, белый самовозгорается, а с хлором и красный, и белый фосфор самовозгораются.

Окислительные свойства фосфор проявляет только в химических реакциях с активными металлами, образуя фосфиды:

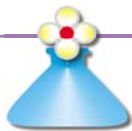
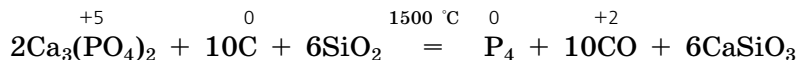


ПОЛУЧЕНИЕ АЗОТА И ФОСФОРА Основной промышленный способ получения азота — разделение воздуха.

3.19. Промышленное получение азота



Сырьём для получения фосфора служат минералы, образованные солями фосфорной кислоты, — апатиты и фосфориты. Фосфат кальция, входящий в их состав, нагревают с углём и кремнезёмом в электропечах:



Азот не поддерживает дыхания, но не ядовит. Красный фосфор не ядовит, но попадание его пыли в лёгкие может вызвать пневмонию. Белый фосфор — сильный яд: смертельная доза составляет 50–150 мг; попадая на кожу, вызывает сильные ожоги. Аллотропные видоизменения фосфора постоянно превращаются друг в друга: в красном фосфоре всегда есть примесь белого. При ожоге поражённые участки обработать раствором сульфата меди(II) или карбоната натрия, немедленно обратиться к врачу.



3.18. Фосфор:
а) белый;
б) красный

Фосфор образует множество различных минералов с наиболее устойчивой степенью окисления его атомов +5.

Воздух охлаждают до состояния жидкости. Затем подают в колонны, где на разной высоте поддерживается разная температура. Сжиженные составляющие воздуха переходят в газообразное состояние на разных участках колонны и по отдельности выводятся из неё.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

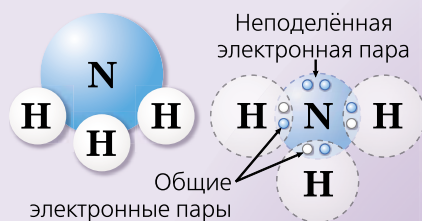
- Фтор химически активнее хлора, кислород активнее серы. Почему в главной подгруппе V группы эта закономерность нарушается?
- Приведите примеры, подтверждающие более высокую химическую активность фосфора по сравнению с азотом.
- Из-за химической инертности азота получать его соединения сложно. Найдите информацию о способах связывания атмосферного азота в соединениях, применяемых в промышленности.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

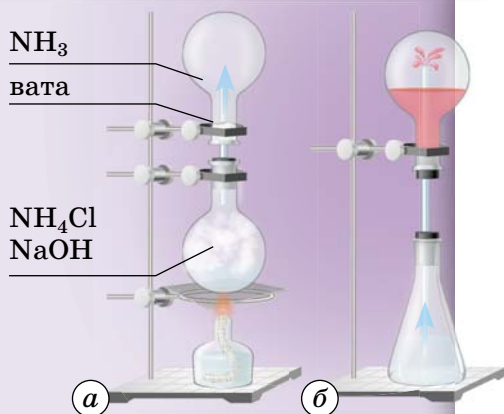
- Как и для чего получают водородное соединение азота.
- Какими свойствами обладает аммиак и как человек использует эти свойства.
- Некоторые свойства неорганических производных аммиака.

ВСПОМНИТЕ:

- Какими свойствами обладают водородные соединения элементов главных подгрупп VII и VI групп?

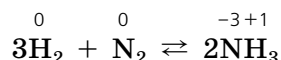
3.20. Модель молекулы аммиака

Нашатырный спирт — водный раствор аммиака (массовая доля аммиака равна 10 %). Применяется при обмороках: непродолжительное вдыхание аммиака вызывает раздражение слизистых оболочек и приводит человека в чувство.

**3.21. Получение аммиака (а) и растворение его в воде (б)****АММИАК**

Водородное соединение азота — аммиак служит отправной точкой для промышленного получения других соединений азота. Это вещество с разными целями применяется и в домашних условиях. Знание свойств аммиака — залог безопасного его использования.

ПОЛУЧЕНИЕ АММИАКА В ПРОМЫШЛЕННОСТИ Промышленный способ получения аммиака основан на взаимодействии азота с водородом при высокой температуре и высоком давлении в присутствии катализатора железа:

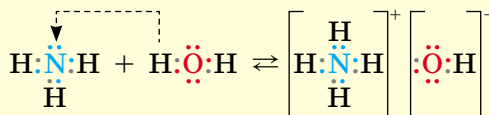
**СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛЫ И ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АММИАКА**

Аммиак — бесцветный газ с резким запахом нашатырного спирта. Ядовит. При комнатной температуре в 1 л воды растворяется до 700 л аммиака. Большая растворимость объясняется тем, что аммиак при растворении вступает в химическую реакцию с водой. Рассмотрим строение молекулы этого вещества.

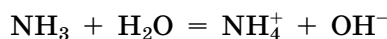
Атом азота в этом соединении трёхвалентен, а его степень окисления равна -3 .

При растворении в воде один из атомов водорода, входящий в состав молекулы воды и имеющий частичный положительный заряд, притягивается к неподелённой электронной паре азота и образует с атомом азота ещё одну ковалентную связь.

Атом азота, который предоставил для образования ковалентной связи свою неподелённую электронную пару, называют **донором** электронной пары, а ион водорода, присоединившийся к этой электронной паре, — **акцептором**. Такой механизм образования ковалентной связи называют **донорно-акцепторным** механизмом.

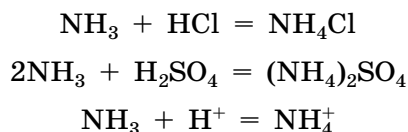


Ион NH_4^+ называют ионом аммония, а его образование при растворении аммиака в воде обычно записывают так:



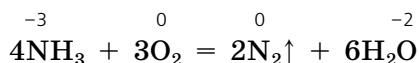
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АММИАКА С одним из свойств аммиака вы уже познакомились (образование иона аммония при растворении в воде). Наличие в растворе аммиака гидроксид-ионов вызывает изменение окраски индикаторов.

Аммиак взаимодействует с кислотами, которые при диссоциации дают в раствор много ионов водорода:

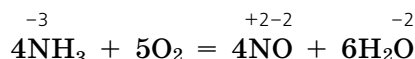


Таким образом, аммиак, взаимодействуя с водой и кислотами, проявляет свойства щёлочи.

Аммиак может вступать в окислительно-восстановительные реакции, играя роль только восстановителя:



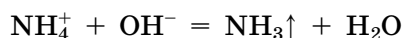
Практического значения эта химическая реакция не имеет, но если окисление аммиака проводить в присутствии платины, в результате реакции образуется оксид азота(II), который затем используется для получения азотной кислоты, а из неё — нитратов:



СОЛИ АММОНИЯ Почти все соли аммония хорошо растворяются в воде, что позволяет их использовать в качестве ценного минерального удобрения. При растворении в воде соли аммония диссоциируют:



Однако использование солей аммония на щелочных почвах нецелесообразно, так как аммиак — очень слабое основание и его соли легко разрушаются под действием сильных щелочей:



Свойство солей аммония разлагаться под действием щелочей используют для обнаружения ионов аммония и получения аммиака в лаборатории:



Раствор аммиака входит в состав практически всех красок для волос, его крепкие растворы используют для мытья окон, стеклянной посуды. Аммиак также используется в качестве хладагента в промышленных холодильных установках.

При работе с аммиаком нужно быть осторожным: аммиак — сильный яд! Признаки отравления: слезотечение, кашель, покраснение и зуд кожи. При поражении глаз тщательно промыть их водой, при приёме аммиачной воды внутрь давать соки или 0,5%-ный раствор лимонной кислоты.

3.22. Горение аммиака



Хлорид аммония — нашатырь — твёрдое вещество. Используется для очистки поверхности металла перед пайкой. При нагревании разлагается на два газа, которые затем при охлаждении вновь образуют хлорид аммония.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Как и для чего получают водородное соединение азота?
- Какими свойствами обладает аммиак, как используют их человек? Приведите примеры уравнений химических реакций с участием аммиака.
- В сельском хозяйстве для повышения урожайности используют хлорид аммония и гашёную известь. Объясните, почему эти вещества нельзя вносить в почву одновременно.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какими свойствами обладают некоторые оксиды азота.
- Чем полезны и чем опасны оксиды азота.

ВСПОМНИТЕ:

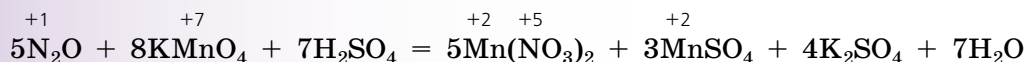
- На какие три группы делятся оксиды?
- При каких условиях азот вступает в химическую реакцию с кислородом и какое вещество при этом образуется?

ОКСИДЫ АЗОТА

Химический элемент азот образует пять разных оксидов, и каждый из них представляет интерес с точки зрения повседневного использования химических знаний. Познакомимся с некоторыми из них.

ОКСИД АЗОТА(I), ЗАКИСЬ АЗОТА, ВЕСЕЛЯЩИЙ ГАЗ N_2O В этом оксиде атомы азота имеют степень окисления +1. При обычных условиях оксид азота(I) представляет собой бесцветный газ со сладковатым запахом. Название «веселящий газ» было дано этому веществу из-за того, что при вдыхании небольших его количеств человек испытывает чувство эйфории.

Поскольку степень окисления азота в закиси азота близка к устойчивой степени окисления и немного больше её, для оксида азота нехарактерны восстановительные свойства. Они проявляются только в реакциях с сильными окислителями (уравнение реакции приведено не для запоминания!):



Попытка поджечь оксид азота(I) не увенчается успехом: силы кислорода как окислителя не хватает для повышения степени окисления атомов азота.

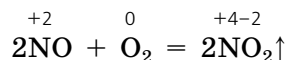
Оксид азота(I) в химических реакциях чаще всего бывает окислителем. В атмосфере веселящего газа горит водород и уголь:



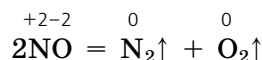
Оксид азота(I) применяется в медицине как средство ингаляционного наркоза, а также для заполнения аэрозольных баллончиков с продуктами питания, например взбитыми сливками (пищевая добавка E942 разрешена во всех странах мира).

Оксид азота(I) не вступает в химические реакции с водой и щелочами, ему не соответствует никакая кислота, он не образует солей. Оксиды, подобные закиси азота, называют несолеобразующими.

ОКСИД АЗОТА(II), ОКИСЬ АЗОТА NO Оксид азота(II) — бесцветный газ без запаха, практически не растворяется в воде. Это очень неустойчивое вещество: на воздухе мгновенно превращается в оксид азота(IV):

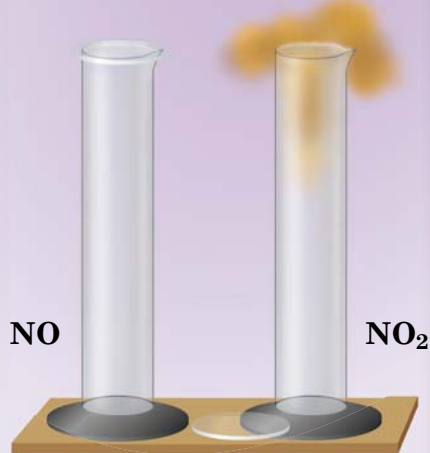


без доступа воздуха разлагается на азот и кислород:



Оксид азота — это несолеобразующий оксид.

Оксид азота(II) используется на одном из этапов производства азотной кислоты.

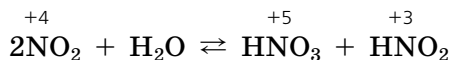


3.23. Превращение NO в NO_2

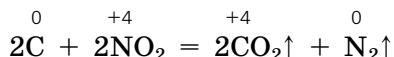
ОКСИД АЗОТА (IV), ДВУОКИСЬ АЗОТА, «ЛИСИЙ ХВОСТ» NO₂

Оксид азота(IV) — газ, об окраске которого говорит его образное название «лисий хвост». Обладает очень резким и легко запоминающимся запахом.

При взаимодействии с водой оксид азота(IV) образует смесь двух кислот:

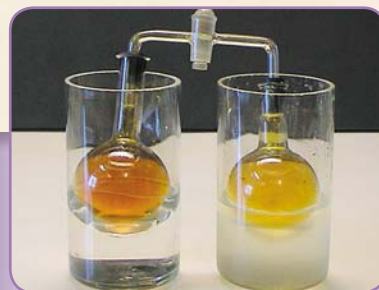


В атмосфере оксида азота(IV) горит уголь:



Двуокись азота применяется в основном для производства азотной кислоты, а также в качестве окислителя ракетного топлива.

Оксид азота(IV) легко сгущается в бурюю жидкость, которая при охлаждении светлеет. При нагревании газообразного NO₂ его окраска становится почти чёрной.

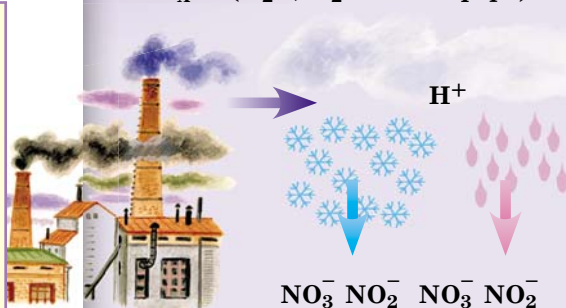
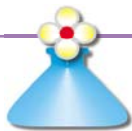


Формула	Степень окисления	Температура, °C		Характер оксидов	Агрегатное состояние
		кипения	плавления		
N ₂ O	1	-88,6	-91	Несолеобразующий	Бесцветный газ
NO	2	-152	-164	Несолеобразующий	Бесцветный газ
N ₂ O ₃	3	-40	-101	Кислотный	Синяя жидкость
NO ₂	4	21	-11	Кислотный	Бурый газ
N ₂ O ₅	5	33	41	Кислотный	Бесцветные кристаллы

3.24. Сравнительная характеристика оксидов азота

Все оксиды азота, кроме оксида азота(I), ядовиты: в небольших концентрациях они вызывают раздражение слизистой оболочки дыхательных путей. Смертельным считается кратковременное вдыхание воздуха, содержащего 0,025 % оксидов азота.

При первых признаках отравления оксидами азота: жжение глаз, слизистых носа и глотки — нужно немедленно вызвать врача и вынести пострадавшего на свежий воздух.

NO_x + (H₂O, O₂ в атмосфере)**3.25. Схема образования кислотных осадков**

Загрязнение атмосферы оксидами азота оказывает очень вредное влияние на окружающую среду, поскольку в результате взаимодействия их с водой образуются азотная и азотистая кислоты.

Кислотные дожди образуются и без вмешательства человека в результате природных процессов — гроз. Очень слабые растворы азотной и азотистой кислот, попадая в почву, превращаются в соответствующие соли и становятся естественным источником азота для растений.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Представьте содержание параграфа в виде презентации.
- Найдите дополнительную информацию о симптомах отравления оксидами азота, о противоядиях и составьте инструкцию по оказанию первой помощи.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Особые свойства растворов азотной кислоты.
- Какие вещества называют селитрами и в каких целях их можно применять.
- Чем пользовались Рембрандт, Дюрер, Сегерс, создавая свои офорты.

ВСПОМНИТЕ:

- Общие свойства кислот как электролитов.
- Особенные свойства концентрированной серной кислоты.

АЗОТНАЯ КИСЛОТА И НИТРАТЫ

По объёмам промышленного производства азотная кислота занимает второе место после серной кислоты.

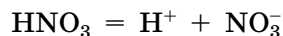
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Чистая азотная кислота при обычных условиях — бесцветная прозрачная жидкость, которая при хранении на свету приобретает бурый цвет и специфический запах. Азотная кислота — нестойкое соединение, разлагающееся с образованием оксида азота(IV), который и придаёт кислоте цвет и запах.

Смешивается с водой в любых отношениях, образуя прозрачные неокрашенные растворы.

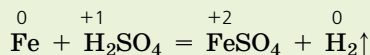
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Растворение кислоты в воде сопровождается диссоциацией:



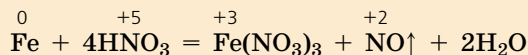
Это сильная одноосновная кислота, поэтому в уравнении электролитической диссоциации написан знак равенства.

Наличие ионов водорода в растворе объясняет все свойства азотной кислоты, кроме одного — взаимодействия азотной кислоты с металлами.

Раствор серной кислоты и железо

Окислитель — ионы водорода

Железо окисляется до степени окисления +2

Раствор азотной кислоты и железо

Окислитель — атомы азота в составе нитрат-ионов

Железо окисляется до степени окисления +3

В растворе азотной кислоты любой концентрации находятся два иона, обладающие окислительными свойствами, — ионы водорода и нитрат-ионы, в состав которых входят атомы азота со степенью окисления +5.



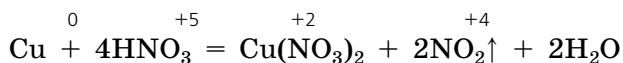
Атомы азота со степенью окисления +5 настолько сильный окислитель, что с металлами вступают в химическую реакцию именно нитрат-ионы, а не ионы водорода, как в растворах других кислот.

В XVII–XIX вв. азотную кислоту называли *eau forte* — крепкая вода. Её использовали художники для создания гравюр: медную доску покрывали тонким слоем парафина, затем иглой наносили рисунок. При погружении доски в азотную кислоту медь растворялась только в тех местах, где не было защитного слоя парафина. Такая техника получила название «офорт».

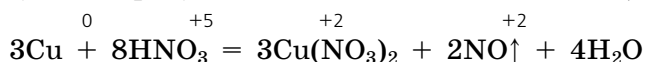
Растворы обычных кислот не вступают в химические реакции с металлами, расположенными в ряду активности правее водорода, а азотная кислота с лёгкостью растворяет их. При взаимодействии металлов с азотной кислотой водород, как правило, не выделяется. Одним из продуктов такого взаимодействия всегда будет соль — нитрат металла, другим — продукт восстановления азотной кислоты, который определяется её концентрацией и активностью металла.

Рассмотрим взаимодействие меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.

Растворение меди в концентрированной азотной кислоте приводит к выделению бурого оксида азота(IV):



Если для реакции взять разбавленную кислоту, то образуется бесцветный оксид азота(II):



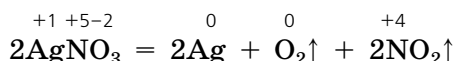
СОЛИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ Соли азотной кислоты — нитраты — очень разнообразны, но все их объединяют два важных свойства: хорошая растворимость в воде и термическая нестойкость.

Растворённые в воде нитраты устойчивы, но если нагревать кристаллические соли азотной кислоты, то после расплавления они начинают разлагаться с выделением кислорода. При нагревании нитрат калия разлагается с образованием нитрита калия и кислорода:



Это свойство было использовано человеком для создания чёрного пороха, представляющего собой смесь калийной (индийской) селитры, серы и угля.

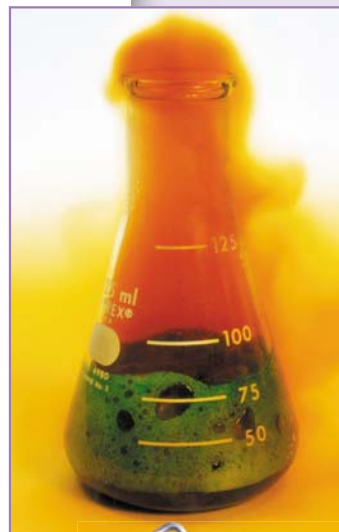
Возможно, вы обратили внимание на то, что раствор нитрата серебра, с помощью которого вы определяли наличие в растворе хлорид-ионов, хранится в склянке из тёмного стекла. Это не случайно: под действием света нитрат серебра разлагается:



ПОЛУЧЕНИЕ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ Из предыдущих параграфов вы узнали о получении аммиака и оксидов азота и их применении для получения азотной кислоты. Схематично химические превращения, лежащие в основе производства азотной кислоты, можно представить в виде такой цепочки:



Азотная кислота необходима для производства множества нужных современному человеку веществ: от лекарств до удобрений, от красителей и пластмасс до драгоценных металлов и взрывчатых веществ. Нитраты калия и аммония используются в сельском хозяйстве под названиями калийной (или индийской) и аммиачной селитры. Нитраты также широко применяются в пиротехнике.



3.26.
Реакция меди с концентрированной азотной кислотой

Крупные месторождения природных нитратов встречаются крайне редко, в очень засушливых местах, например пустыне Атакама в Чили. Нитрат натрия, который добывали здесь, стали называть чилийской селитрой.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Составьте молекулярные и ионные уравнения химических реакций азотной кислоты с: а) основными оксидами; б) амфотерными оксидами; в) основаниями (растворимыми и нерастворимыми); г) амфотерными гидроксидами; д) солями. Назовите полученные вещества.
- Продукты разложения нитратов при нагревании зависят от активности металлов. Пользуясь доступными вам источниками информации, приведите не менее трёх примеров разложения нитратов, в результате которого образуются разные продукты.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- О свойствах оксида фосфора(V).
- Какие соли образует фосфорная кислота.

ВСПОМНИТЕ:

- Какие простые вещества образует фосфор?
- Физические и химические свойства фосфора.
- Что называют генетическим рядом неметалла?

3.27.
 Соединения
 фосфора

P	15
Фосфор	30,97376

 Оксид
 фосфора(V)
 P_2O_5

 Ортофосфорная
 кислота

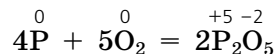
Бойль Роберт
 1627–1691

Английский физик и химик. Разработал новый способ получения фосфора, получил фосфорную кислоту и фосфин PH_3 .

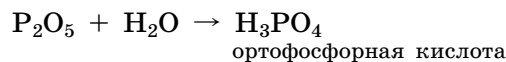
ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ ФОСФОРА

Многим из вас, наверное, говорили: «Ешь рыбу — в ней фосфор!» Возможно, вы знаете, что в организме среднестатистического человека содержится около полутора килограммов фосфора. Разумеется, что и в первом, и во втором случае речь идёт не о простом веществе фосфоре, а о химическом элементе № 15, точнее, о соединениях фосфора. Роль этих соединений в самом существовании всего живого на Земле огромна, и выбрать из них важнейшие — задача практически неразрешимая. Поэтому познакомимся лишь с простейшими из них, с теми, с которых, собственно, и начинается «строительство» живых молекул.

ОКСИД ФОСФОРА(V), ФОСФОРНЫЙ АНГИДРИД Это твёрдое белое вещество образуется при горении фосфора:

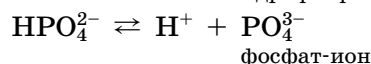
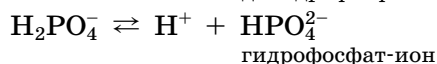
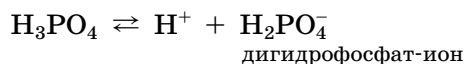


Второе название вещества состава P_2O_5 говорит о том, что в результате его взаимодействия с водой образуется кислота, но не одна, а несколько:



Какая из кислот образуется, зависит от количества воды и от некоторых других условий.

ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА Чаще всего мы встречаемся с ортофосфорной кислотой, поэтому обычно называем её просто фосфорной, опуская приставку «орто» (др.-греч. *ορθός* — прямой). Это твёрдое вещество белого цвета, которое хорошо растворяется в воде и при этом диссоциирует:



Остатки фосфорной кислоты, соответствующие гидрофосфат-иону, входят в состав ДНК и РНК. Остаток фосфорной кислоты — основа аденозинтрифосфорной кислоты (АТФ), которая обеспечивает энергией процессы, протекающие в живых клетках.

Для растворов фосфорной кислоты характерны все общие свойства кислот как электролитов.

Очень разбавленные растворы фосфорной кислоты используют в пищевой промышленности. Их добавляют в различные газированные напитки, что придаёт им вкус.

СОЛИ ФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ Трёхосновная фосфорная кислота образует три ряда солей:

дигидрофосфаты	$\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
гидрофосфаты	$2\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
фосфаты	$3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

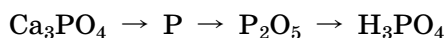
Большинство дигидрофосфатов хорошо растворяется в воде, гидрофосфаты, как правило, малорастворимые соединения, а из фосфатов хорошо растворяются только фосфаты щелочных металлов.

Нерастворимые фосфаты, прежде всего кальция, — основа скелета человека и животных. Недостаток фосфатов опасен не только для человека и животных, но и для растений. Для их нормального развития в почву вносят фосфорные удобрения: фосфоритную муку, костную муку, различные суперфосфаты, преципитат. При использовании фосфорных удобрений следует учитывать, что они плохо растворяются в воде, поэтому их не стоит вносить в почву весной и летом — фосфат-ионы не успеют перейти из удобрений в почвенный раствор, и растения останутся без необходимой им подкормки.

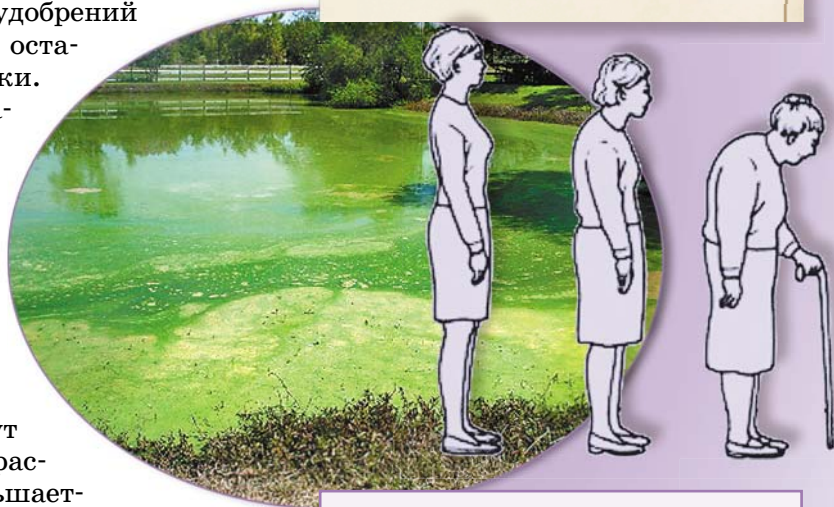
Фосфаты — хорошая иллюстрация давно известной истины, что лучшее — враг хорошего. Попадая в водоёмы, они вызывают такое явление, как эвтрофикация (др.-греч. *εὐτροφία* — хорошее питание). В результате обогащения воды фосфат-ионами в водоёмах начинает бурно развиваться планктон и поверхностная растительность. Из-за недостатка света гибнут придонные растения, содержание растворённого в воде кислорода уменьшается, что приводит к гибели рыб (замору).

В основном фосфаты попадают в водоёмы по вине человека: из-за сброса в реки и озёра неочищенных стоков животноводческих ферм, хранения удобрений в непосредственной близости от воды, использования стиральных порошков, в состав которых входят фосфаты.

ПОЛУЧЕНИЕ ФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ В промышленности фосфорную кислоту получают, последовательно проводя несколько химических реакций:



Из всего объёма фосфора, содержащегося в организме человека, 90 % приходится на костную ткань. Разрушение фосфатов кальция приводит к тяжёлому заболеванию опорно-двигательного аппарата — остеопорозу.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

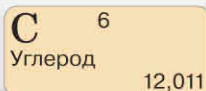
- Напишите уравнения химических реакций, характеризующих свойства фосфорной кислоты как электролита.
- Найдите в тексте фрагменты, которые могли бы занять место в традиционных рубриках «Фокус», «Блокнот» и «Химия и жизнь». Приготовьтесь отстоять свою точку зрения на следующем уроке.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

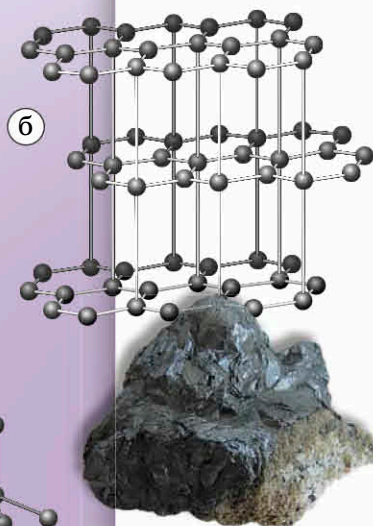
- Какими химическими свойствами обладают простые вещества, образованные углеродом.
- Как было установлено родство алмаза и графита.
- Что общего у противояда и таблеток от расстройства желудка.

ВСПОМНИТЕ:

- Как называется явление образования одним и тем же химическим элементом нескольких разных простых веществ?
- Что называют кристаллической решёткой и какие они бывают?



3.28. Кристаллические решётки алмаза (а) и графита (б)



За новаторские эксперименты с графеном — двумерной аллотропной модификацией углерода, образованной одиночным слоем атомов, собранных в гексагональную решётку, — А. Гейму и К. Новосёлову была присуждена Нобелевская премия (2010).

УГЛЕРОД

Химический элемент, занимающий шестое место в классификации химических элементов Д.И. Менделеева, образует во много раз больше соединений, чем все остальные химические элементы, вместе взятые. Их изучение привело к выделению в химической науке специального раздела. Знакомство со свойствами и применением веществ, образованных углеродом, начнём с простых веществ.

АЛЛОТРОПИЯ УГЛЕРОДА

Химический элемент углерод образует несколько простых веществ. Два из них давно известны человечеству, остальные (их приблизительно 10) были получены сравнительно недавно искусственным путём. Различия в свойствах простых веществ углерода обусловлены разным строением кристаллической решётки, которую относят к решёткам атомного типа.

В кристаллической решётке алмаза каждый атом углерода связан с четырьмя другими одинаково прочными ковалентными неполярными связями. Такое расположение атомов в пространстве делает алмаз чрезвычайно твёрдым веществом, но вместе с тем и очень хрупким: алмаз трудно распилить (твёрдость), но легко разбить (хрупкость).

Кристаллическая решётка графита одновременно и похожа на кристаллическую решётку алмаза, и значительно отличается от неё. Атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны друг с другом, а между слоями атомов связи во много раз слабее. Это и обуславливает мягкость графита и области его практического применения. Долгое время считалось, что уголь — это ещё одна аллотропная форма углерода, но исследования показали, что уголь образован мельчайшими кристалликами графита.

АДСОРБЦИЯ

Кристаллики графита в угле располагаются хаотично, и между ними остаётся пространство в виде пор. Поры только кажутся пустыми, на самом деле они заполнены газами, образующими воздух. Если в воздухе появляется какой-либо другой газ, он заполняет эти поры, и воздух очищается от примесей.

Если уголь поместить в воду, в которой что-нибудь растворено, то растворённое вещество будет втягиваться в поры, и вода опять станет чистой.



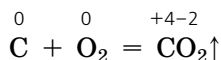
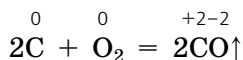
Адсорбция (лат. *ad* — на, при и *sorbeo* — поглощаю) — явление поглощения поверхностью одного вещества других веществ.

Адсорбент — вещество, поглощающее своей поверхностью другое вещество.

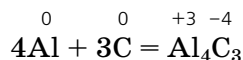
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ УГЛЕРОДА

Различие в строении простых веществ, образованных углеродом, влияет на их химическую активность, но их химические свойства одинаковы. Познакомимся с химическими свойствами простых веществ углерода на примере угля, условно принимая его за самостоятельное простое вещество, но помня, что это графит.

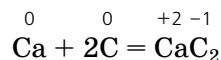
При нагревании на воздухе или в кислороде уголь загорается. В зависимости от количества кислорода, вступающего в химическую реакцию, могут образоваться два разных оксида:



При нагревании уголь взаимодействует с металлами:



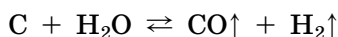
карбид алюминия



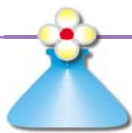
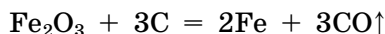
карбид кальция

В первом случае углерод — восстановитель, во втором — окислитель.

Уголь взаимодействует со сложными веществами:



В металлургии используется свойство угля вступать в химические реакции с оксидами металлов:

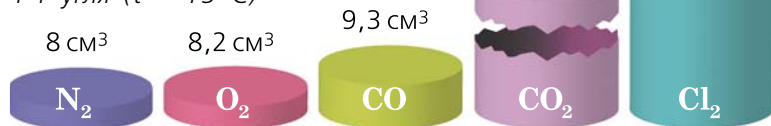


Способность угля поглощать своей поверхностью газы была использована в 1915 г. русским химиком Н.Д. Зелинским при создании противогаса: внешний воздух, прежде чем попасть в лёгкие, проходит через слой угля и очищается. По этому принципу работает бытовой воздухоочиститель на кухне, который мы обычно (и неправильно!) называем вытяжкой.

Свойство угля поглощать растворённые вещества лежит в основе действия фильтров для питьевой воды и таблеток активированного угля.

Адсорбция газов

1 г угля ($t = 15^\circ\text{C}$)



МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Адсорбционные свойства угля.

«ПОМОЩНИК»

- Рассмотрите жидкость в выданном вам химическом стакане и опишите её.
- Разотрите в ступке две таблетки активированного угля и перенесите полученный порошок в стакан с жидкостью.
- Тщательно перемешайте содержимое и профильтруйте.
- Рассмотрите и опишите фильтрат. Сравните сделанные записи.

В 1797 г. английский химик Смитсон Теннант провёл серию экспериментов по сжиганию в закрытых золотых сосудах равных масс алмаза, графита и сажи. Полученные равные объёмы углекислого газа стали решающим доказательством того, что все три сожжённых вещества образованы атомами одного и того же химического элемента — углерода.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Как было установлено, что алмаз и графит являются аллотропными формами одного и того же химического элемента?
- Составьте схему, иллюстрирующую окислительно-восстановительные свойства углерода.
- Найдите дополнительную информацию об адсорбционных свойствах угля и их использовании человеком. Подготовьте презентацию для учащихся 4 класса.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

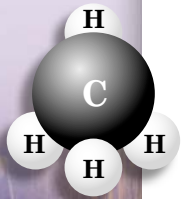
Что химический элемент углерод образует множество разнообразных водородных соединений.

Как человек использует химические свойства водородных соединений углерода.

ВСПОМНИТЕ:

Какими свойствами обладают водородные соединения хлора, серы, азота?

3.29. Модель молекулы метана

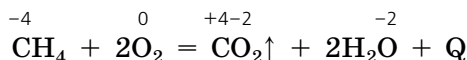


Все углеводороды — легко воспламеняющиеся вещества. Газообразные углеводороды образуют с воздухом взрывоопасные смеси.

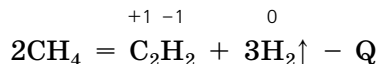
ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА

Углерод образует огромное число водородных соединений, многие из которых нами используются в повседневной жизни или непосредственно, или после химической обработки. Подробно эти вещества вы будете изучать в 10 классе, а сейчас познакомимся с некоторыми свойствами простейших углеводородов.

МЕТАН CH_4 Самое простое по составу и строению водородное соединение углерода CH_4 — метан. Этот газ, не имеющий ни цвета, ни запаха, ни вкуса, для многих российских семей является основным источником тепла. Именно этот газ сгорает в кухонных плитах, газовых котлах, дающих горячую воду и отопляющих помещения:

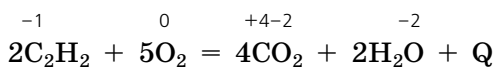


При нагревании без доступа воздуха метан превращается в другое водородное соединение углерода — этин:

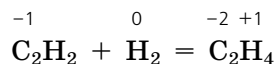


Этот процесс называют пиролизом метана.

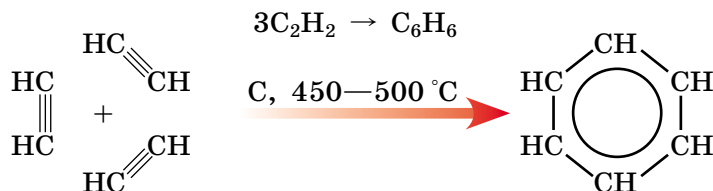
ЭТИН C_2H_2 Чаще для этого вещества используется его исторически сложившееся название — *ацетилен*. Это бесцветный газ, в чистом виде почти без запаха. Его используют для резки и сварки металлов. В основе этого применения ацетилена лежит химическая реакция, сопровождающаяся выделением огромного количества теплоты:



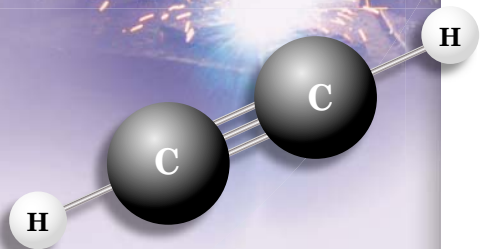
Ацетилен — исходное вещество для получения многих других необходимых нам веществ. Например, ацетилен легко присоединяет к себе водород, образуя ещё одно водородное соединение — этен:



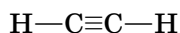
Молекулы ацетилена способны взаимодействовать друг с другом, превращаясь в бензол:



3.30. Модель молекулы ацетилена



Такие превращения обусловлены тем, что атомы углерода в молекуле ацетилена связаны друг с другом тремя общими электронными парами:



Во время химической реакции одна из связей между атомами углерода разрывается, и к двум соседним атомам углерода присоединяются или атомы водорода, или другие молекулы ацетилена.

ЭТЕН C_2H_4 Это вещество обычно называют *этиленом*. Это газ, плохо растворимый в воде, почти без запаха. В молекуле этилена атомы углерода связаны друг с другом двумя общими электронными парами. При высокой температуре одна из ковалентных связей между атомами углерода в молекулах этилена разрывается. Если при этом создать высокое давление, отдельные маленькие молекулы этилена соединяются в одну огромную молекулу полиэтилена.

БЕНЗОЛ C_6H_6 Химические свойства этой бесцветной прозрачной жидкости с характерным запахом разнообразны. Это обеспечивает применение бензола для получения самых разных веществ: лекарственных препаратов, средств защиты растений, красителей, полимеров, пластмасс, взрывчатых веществ и т.д.

3.32. Модель молекулы бензола



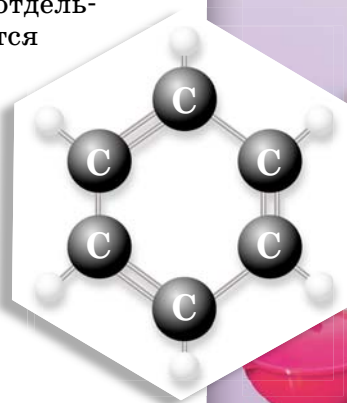
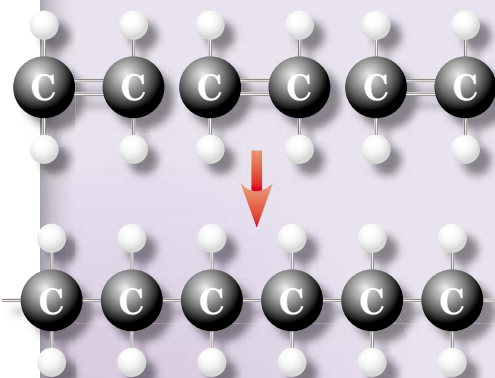
Углеводороды — обобщённое название многочисленных водородных соединений углерода.



Метан — ядовитый и взрывоопасный газ. Его «коварство» состоит в том, что метан не имеет ни цвета, ни запаха, ни вкуса. Чтобы вовремя обнаружить утечку метана при неисправности газовой плиты или газового котла, в метан добавляют соединения серы с резким неприятным запахом.

Если в воздухе содержится 25–30 % метана, возникает серьёзная опасность для жизни даже в результате кратковременного нахождения в отравленном помещении. Признаки отравления метаном: учащение пульса, увеличение объёма дыхания, нарушение координации тонких мышечных движений, головная боль. Следует немедленно вынести пострадавшего на свежий воздух и вызвать врача. При остановке дыхания нужно сразу же, не дожидаясь врача, делать искусственное дыхание.

3.31. Модели отдельных молекул этена и фрагмента молекулы полиэтилена



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

● Составьте уравнения химических реакций горения: а) этилена; б) бензола. Учтите, в уравнениях химических реакций с участием углеводородов вместо знака равенства принято использовать стрелку даже в том случае, когда все коэффициенты расставлены.

● Метан иногда называют болотным газом. Как вы можете объяснить происхождение такого названия этого вещества?

● Жидкие углеводороды, входящие в состав автомобильных бензинов, часто становятся причиной загрязнения окружающей среды. Пользуясь доступными вам источниками информации, подготовьте небольшое сообщение о связи углеводородов и экологической обстановки в вашем регионе.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что многие привычные вещества являются органическими соединениями углерода.
- Общее химическое свойство органических веществ.

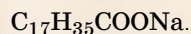
ВСПОМНИТЕ:

- Химический состав клетки.

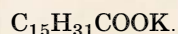
Спирты, содержащие в своей молекуле больше 12 атомов углерода, — твёрдые вещества, меньше — бесцветные жидкости.



Основной компонент твёрдого мыла — натриевые соли карбоновых кислот, например



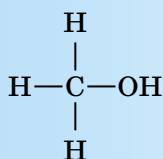
Жидкие мыла содержат калиевые соли карбоновых кислот, например

**ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ**

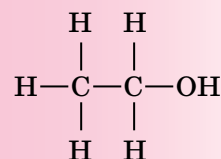
Атомы водорода в молекулах углеводов могут быть замещены другими атомами и даже группами атомов. С такими органическими соединениями, называемыми функциональными производными углеводов, вы подробно познакомитесь в 10 классе. Сейчас остановимся на некоторых из них.

СПИРТЫ

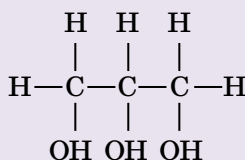
Замена в молекуле углеводов атомов водорода гидроксильными группами приводит к образованию веществ, входящих в класс спиртов, например:



метанол
метилвый спирт
древесный спирт



этанол
этиловый спирт
винный спирт
медицинский спирт

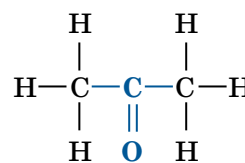


пропантриол-1,2,3
глицерин

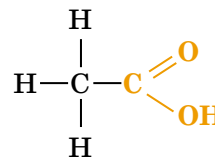
**Все спирты —
сильные яды!**

КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Атомы углерода могут образовывать с атомами кислорода двойные связи, например: >C=O . Такая группа атомов входит в состав распространённого и хорошо всем известного растворителя ацетона.

**КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ**

К группе атомов >C=O часто присоединяется гидроксильная группа, что приводит к образованию органических, или карбоновых, кислот. Группу атомов COOH называют *карбоксильной группой*. Важнейший представитель карбоновых кислот — уксусная кислота, водный раствор которой называется уксусом. Он есть на каждой кухне.



Молекулы карбоновых кислот могут включать в себя большое число атомов углерода, например $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$. Три молекулы этой кислоты, соединяясь с одной молекулой глицерина, образуют жидкий жир — оливковое масло.

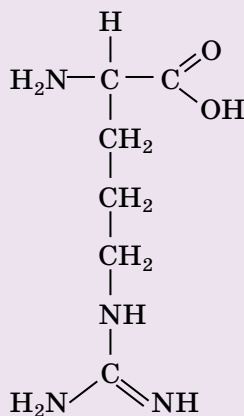
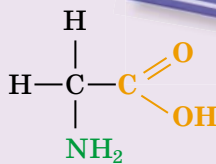
УГЛЕВОДЫ Своё название этот класс органических соединений получил потому, что первые изученные человеком представители имели состав $C_n(H_2O)_m$, словно атомы углерода присоединяли к себе молекулы воды. В настоящее время известны углеводы, которые нельзя описать подобной формулой, однако название сохранилось. К углеводам относится обычный сахар $C_{12}H_{22}O_{11}$. Бумага, на которой напечатан этот учебник, тоже углевод — целлюлоза, ближайший «родственник» сахара. Целлюлоза является одним из «строительных материалов» клетки, отсюда и её название (от лат. *cell* — клетка).

Другое общее название веществ этого класса — *сахара*, однако не все углеводы сладкие на вкус.

ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ С АТОМАМИ АЗОТА

Основой жизни являются сложные органические соединения — **белки**. Их молекулы образованы огромным числом остатков аминокислот, соединённых друг с другом. **Аминокислоты** — органические соединения, молекула которых содержит *карбоксильную группу* $COOH$ и *аминогруппу* NH_2 . Простейшая аминокислота, входящая в состав белков и используемая в качестве лекарственного средства, — *глицин*.

В телевизионной рекламе одного из шампуней упоминается *аргинин*. Это тоже аминокислота, имеющая состав:



ОБЩЕЕ ХИМИЧЕСКОЕ СВОЙСТВО ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все природные органические вещества и большинство искусственно полученных органических веществ неустойчивы к нагреванию и довольно легко окисляются кислородом.

Органические соединения — **горючие вещества**.



3.33.
*Волокна
целлюлозы*

Белки бывают жидкие (например, белок куриного яйца) и твёрдые (например, кератины, входящие в состав волос и ногтей); водорастворимые и нерастворимые.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

● Составьте схемы реакций горения: а) этилового спирта; б) уксусной кислоты; в) глицина (третьим продуктом в этой реакции является азот).

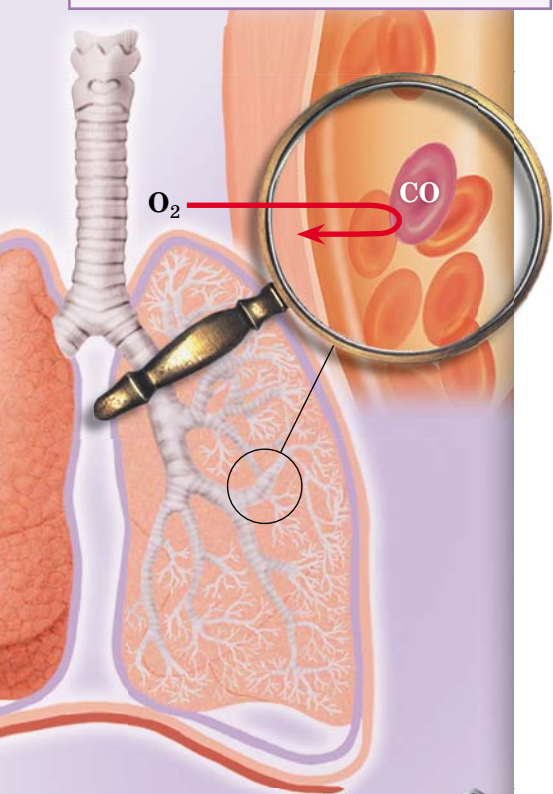
● Пользуясь дополнительными источниками информации, включая Интернет, подготовьте небольшое сообщение о практическом использовании (на ваш выбор) спиртов, карбоновых кислот или аминокислот.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какие свойства оксидов углерода полезны для человека.
- Что делать, если оксидов углерода оказывается слишком много.

ВСПОМНИТЕ:

- Какие вещества и при каких условиях образуются при горении угля?
- Какими ещё способами можно получить углекислый газ?
- Как на уроках естествознания вы обнаруживали углекислый газ в выдыхаемом воздухе?



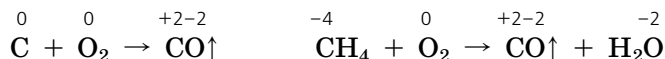
Гигиенические нормативы, действующие в нашей стране, допускают максимальную концентрацию угарного газа в воздухе не более 0,0017 % по объёму. В выхлопных газах автомобилей допускается до 3 % угарного газа по объёму.

ОКСИДЫ УГЛЕРОДА

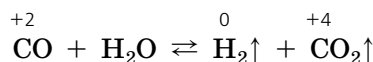
Оксиды углерода хорошо известны вам из курса химии 8 класса. Рассмотрим более подробно каждый из них.

ОКСИД УГЛЕРОДА(II), УГАРНЫЙ ГАЗ CO

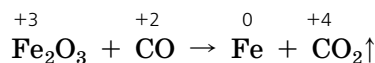
Бесцветный газ, не имеющий ни запаха, ни вкуса, образуется при неполном сгорании угля или других горючих соединений углерода:



При обычных условиях оксид углерода(II) не растворяется в воде и не взаимодействует с ней. Если угарный газ и воду нагреть до температуры около 800 °С, то образуется смесь водорода и углекислого газа:



В этой химической реакции оксид углерода(II) — восстановитель, так как атомы углерода повышают свою степень окисления. Восстановительные свойства угарного газа проявляются и в химических реакциях с оксидами некоторых металлов:



Угарный газ может образовывать соединения с металлами, например с железом $\text{Fe}(\text{CO})_5$ — пентакарбонил железа. Атомы железа входят в состав гемоглобина крови. Если в воздухе оказывается примесь оксида углерода(II), железо вступает в реакцию с угарным газом, гемоглобин разрушается, и образуется пентакарбонил железа. Это соединение не обладает способностью переносить кислород.

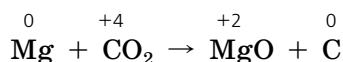


Оксид углерода(II) — несолеобразующий оксид, сильный восстановитель. Для него не характерны окислительные свойства.

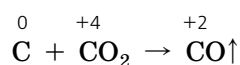
ОКСИД УГЛЕРОДА(IV), УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ, УГЛЕКИСЛОТА, УГОЛЬНЫЙ АНИДРИД

Иногда можно услышать утверждение: от ядовитого углекислого газа пожарных защитили противогазы. Это неверно: углекислый газ не ядовит. Он входит в состав всех газированных напитков, причём в очень больших концентрациях. Оксид углерода(IV) не поддерживает дыхания, и в атмосфере углекислого газа животные быстро погибают. Но отсутствие этого оксида углерода в воздухе также приводит к смерти: воздействуя на дыхательный центр головного мозга, он заставляет нас дышать.

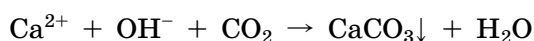
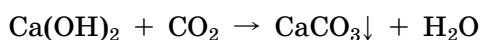
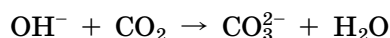
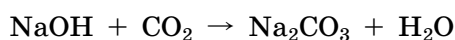
Другое распространённое заблуждение — углекислый газ не поддерживает горения. Атомы углерода в молекулах этого вещества имеют максимально возможную степень окисления +4. Поэтому оксид углерода(IV) не может быть восстановителем, но окислительные свойства ему присущи. Если в колбу с углекислым газом внести горящий магний, горение продолжится:



Мнение об оксиде углерода(IV) как газе, не поддерживающем горения, сложилось из-за того, что горящий уголёк в углекислом газе гаснет. Но это вовсе не означает, что никаких химических реакций не происходит:



Углекислый газ относят к кислотным оксидам, поскольку при его взаимодействии со щелочами образуются соли:



Но при этом углекислому газу не соответствует кислота. Почему? Об этом вы узнаете в следующем параграфе.

Оксид углерода(IV) — солеобразующий оксид, слабый окислитель. В химических реакциях никогда не бывает восстановителем.

Источники отравления угарным газом: плохо отрегулированные газовые плиты и плохая вентиляция кухни; непрогоревшие угли и преждевременно закрытая заслонка печи; выхлопные газы и прогревание двигателя автомобиля в закрытом гараже.

Признаки отравления угарным газом: головная боль и головокружение, шум в ушах, одышка, сердцебиение, мерцание перед глазами, покраснение лица, общая слабость, тошнота, рвота, судороги, потеря сознания, кома.

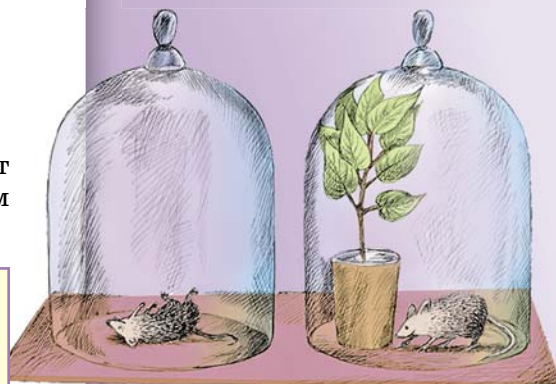
Первая помощь при отравлении угарным газом: вынести пострадавшего на свежий воздух, немедленно вызвать «скорую помощь», при необходимости сделать искусственное дыхание.



Пристли Джозеф
1733–1804

Английский химик и философ. Один из основоположников исследования газов. Изучал «воздух, испорченный горением или дыханием» (углекислый газ).

3.34. Опыт Д. Пристли



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

● Выпишите из текста схемы химических реакций и расставьте в них коэффициенты. Подчеркните химический знак углерода одной чертой, если в данной химической реакции он является окислителем, и двумя чертами, если атомы углерода — восстановители.

● Найдите дополнительную информацию об использовании человеком оксида углерода(II) или оксида углерода(IV) (на ваш выбор). Подготовьте презентацию о выбранном веществе для восьмиклассников.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Почему кислотный оксид — углекислый газ не образует кислоту, но его растворы изменяют окраску индикаторов.
- Что при пропускании углекислого газа через известковую воду осадок не только образуется, но и растворяется.
- Какие свойства углекислого газа использовала природа при создании своих архитектурных шедевров.

ВСПОМНИТЕ:

- Какие электролиты называют кислотами?
- Почему растворы всех кислот одинаково изменяют окраску индикаторов?

**МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ****Домашний эксперимент.****«ПОМОЩНИК»**

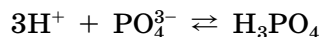
- Наполните две одинаковые фарфоровые чашки наполовину водой: одну — холодной, другую — кипящей.
- В каждую чашку добавьте 1/2 чайной ложки пищевой соды.
- Запишите ваши наблюдения.

УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ

Предыдущий параграф закончился утверждением, что кислотному оксиду — углекислому газу не соответствует кислота. Но ведь при взаимодействии оксида углерода(IV) со щелочами образуются соли, т.е. продукт нейтрализации кислоты! Как разрешить это противоречие?

«УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА» При пропускании углекислого газа через воду, в которую добавлен лакмус, раствор приобретает красный цвет. Одинаковая окраска лакмуса в водных растворах любых кислот вызвана ионами водорода. Следовательно, при растворении оксида углерода(IV) в растворе появляются ионы водорода.

Если в растворе встречаются, например, ионы водорода и фосфат-ионы, образуется фосфорная кислота:



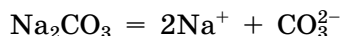
Взаимодействие карбонат-ионов с ионами водорода приводит к образованию очень слабой, нестойкой, в свободном виде практически «не существующей» угольной кислоты, которая распадается на углекислый газ и воду:



Выделение углекислого газа мы наблюдаем при добавлении соляной кислоты к карбонату калия:



КАРБОНАТЫ Взаимодействие углекислого газа с основаниями приводит к образованию солей, в состав которых входит карбонат-ион. Поэтому эти соли называют **карбонатами**. Карбонаты щелочных металлов растворяются в воде и диссоциируют, например:



Большинство карбонатов не растворяется в воде и встречается в природе в виде разных минералов.

3.35. Карбонаты

Памуккале — местность в Турции, включённая в список Всемирного наследия ЮНЕСКО. Ослепительно белые террасы возникли на склоне горы в результате отложений карбоната кальция.

Общие свойства нерастворимых карбонатов:

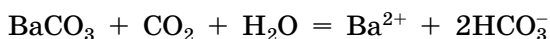
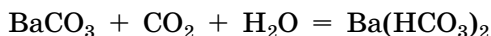
1) термическая нестойкость — при нагревании они разлагаются на оксид металла и углекислый газ:



2) разложение под действием растворов сильных кислот:



3) взаимодействие с углекислым газом в присутствии воды:

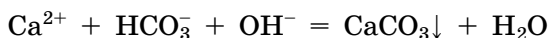
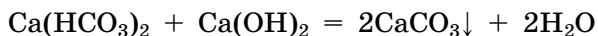


ГИДРОКАРБОНАТЫ Соли, которые образуются в результате взаимодействия карбонатов с оксидом углерода(IV) в присутствии воды, называют **гидрокарбонатами**. Все гидрокарбонаты хорошо растворяются в воде и обладают рядом сходных химических свойств.

Гидрокарбонаты легко разлагаются на карбонаты, углекислый газ и воду даже при незначительном нагревании:



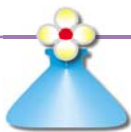
Растворы гидрокарбонатов щелочных и щелочно-земельных металлов взаимодействуют со щелочами:



Таким образом, карбонаты могут превращаться в гидрокарбонаты, а гидрокарбонаты — в карбонаты.



Карбонаты и гидрокарбонаты можно рассматривать как соли «несуществующей» угольной кислоты.



Широко рекламируемые таблетки от изжоги содержат равные количества карбоната кальция и карбоната магния.

Основным действующим веществом другого аналогичного препарата служат гидрокарбонат натрия и карбонат кальция.



В результате взаимного превращения карбонатов и гидрокарбонатов в подземных пещерах образуются сталактиты и сталагмиты, состоящие в основном из карбонатов кальция и магния.

3.36. Взаимное превращение карбонатов и гидрокарбонатов



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

● В хлебопечении в качестве разрыхлителя теста иногда используют питьевую (пищевую) соду — гидрокарбонат натрия. Что происходит с этим веществом в процессе выпечки хлеба? Какие силы заставляют тесто подниматься?

● Оцените с точки зрения химии правильность дикторского текста в телевизионных рекламах:

- таблеток от изжоги: «Это лекарство превращает кислоту в воду»;
- зубной пасты: «Сода бикарбонат делает зубы белоснежными».

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- О свойствах кремния и способах его получения.
- О многообразии соединений кремния и кислорода.
- Что такое силикаты, как и зачем их получают искусственным путём.

ВСПОМНИТЕ:

- Химические свойства оксида углерода(IV).
- Из курса химии 8 класса, как получить нерастворимый гидроксид.

Si 14
Кремний 28,0855

**Берцелиус Йёнс Якоб**

1779–1848

Шведский химик и минералог. Помимо кремния, открыл церий, селен, торий.

**КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ**

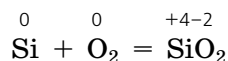
«Показывают мне самые разнообразные предметы: прозрачный шар, сверкающий на солнце чистой холодной ключевой воды, красивый, пёстро-го рисунка агат, яркой игры многоцветный опал, чистый песок на берегу моря, тонкую, как шелковинка, нитку из плавленного кварца или жароупорную посуду из него, красиво огранённые груды горного хрусталя, таинственный рисунок фантастической яшмы, окаменелое дерево, превращённое в камень, грубо обработанный наконечник стрелы древнего человека... всё это одно и то же химическое соединение элементов кремния и кислорода».

Академик А.Е. Ферсман

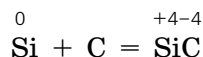
КРЕМНИЙ Химический элемент кремний занимает по распространённости в природе второе место после кислорода. Как простое вещество он в природе не встречается, а его атомы входят в состав разнообразных минералов. Простое вещество кремний впервые было получено в 1825 г. шведским химиком Й.Я. Берцелиусом.

В зависимости от способов получения кремний может быть как кристаллическим, так и аморфным. Кристаллический кремний — это твёрдые и хрупкие кристаллы серого цвета; аморфный кремний представляет собой порошок бурого цвета.

При нагревании кремний сгорает:

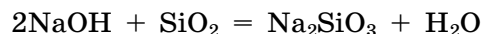


Взаимодействие кремния с углеродом приводит к образованию карбида кремния, или карборунда, — очень твёрдого вещества, немного уступающего алмазу по твёрдости:

**ОКСИД КРЕМНИЯ, КРЕМНЕЗЁМ, КВАРЦ...**

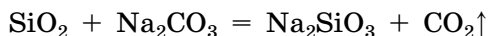
Многоточие в подзаголовке поставлено не случайно: оксид кремния образует много разнообразных минералов, и каждый из них имеет своё название. И хотя горный хрусталь легко отличить от речного песка, их химические свойства одинаковы, поскольку они образованы одним и тем же оксидом кремния.

Будучи кислотным оксидом, оксид кремния взаимодействует с растворами щелочей, образуя силикаты, например:

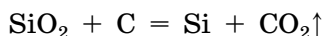
**3.37. Оксид кремния(IV)**

Поскольку оксиду кремния соответствует нерастворимая в воде кремниевая кислота, оксид кремния не растворяется в воде и не взаимодействует с ней.

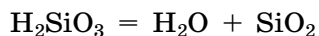
Особенностью оксида кремния является его нелетучесть. Этим пользуются для получения солей кремниевой кислоты, сплавляя оксид кремния с карбонатами:



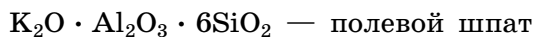
Из смеси песка с углём в электропечах получают кремний в промышленных масштабах:



КРЕМНИЕВАЯ КИСЛОТА Условно формулу нерастворимой кремниевой кислоты можно записать как H_2SiO_3 . Условно потому, что со временем она разлагается даже при обычных условиях на два оксида:

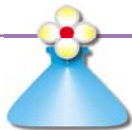


СИЛИКАТЫ Соли кремниевой кислоты — силикаты — широко распространены в природе. Формулы природных силикатов принято записывать в виде формул оксидов металлов и оксида кремния, соединяя их точками (не путайте с математическим знаком умножения!):



Из всех силикатов в воде растворяются только силикаты щелочных металлов. Раствор силиката натрия в быту называют жидким стеклом или силикатным клеем.

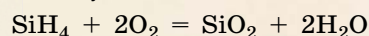
ИСКУССТВЕННЫЕ СИЛИКАТЫ Многие силикаты получают искусственным путём, к ним относят стекло, фарфор, фаянс, керамику, цемент. Например, оконное стекло получают сплавлением песка, мела и соды:



Атомы кремния есть во всех тканях организма человека. Массовая доля кремния в местах перелома костей увеличивается почти в 50 раз. Ежедневно наш организм получает с пищей около 1 г кремния. Особенно много соединений кремния (по сравнению с другими продуктами питания) содержится в рисе.

Продолжительное вдыхание воздуха с распылёнными в нём микроскопическими частицами оксида кремния приводит к тяжёлому лёгочному заболеванию — силикозу.

Водородное соединение кремния — силан по составу напоминает метан, но, в отличие от него, это очень непрочное соединение. При обычных условиях окисляется кислородом воздуха:



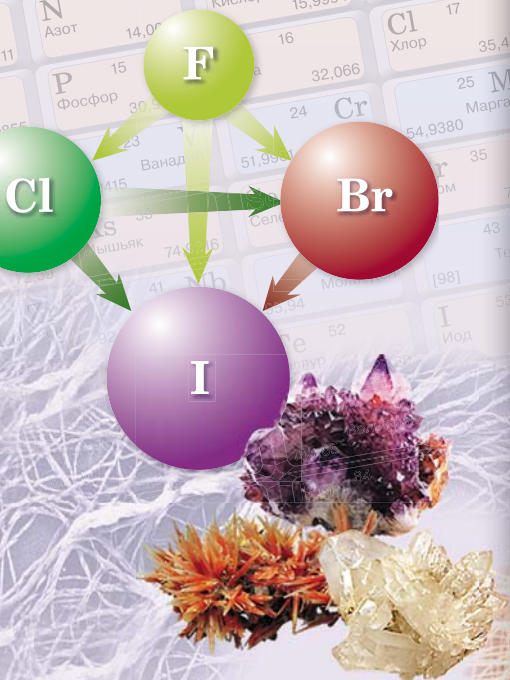
Ломоносов
Михаил Васильевич
1711–1765

Русский учёный-энциклопедист. Разработал технологию получения цветных стёкол, с помощью которых создавал мозаичные картины.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

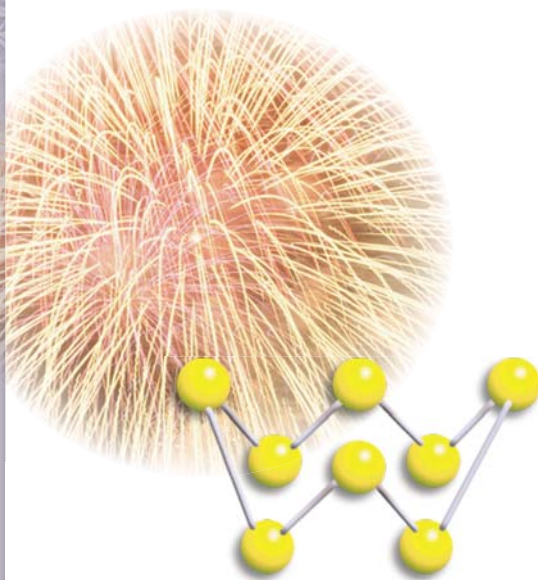
● Какие химические реакции вы провели бы для получения силиката натрия, имея в своём распоряжении кремний? Напишите молекулярные и ионные (где это возможно) уравнения, указав условия осуществления реакций.

● Сравните химические свойства: а) кремния и графита; б) оксида кремния и оксида углерода(IV); в) силиката натрия и карбоната натрия.



ПОДВЕДЁМ ИТОГИ

- В периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева неметаллы занимают правый верхний угол и расположены только в главных подгруппах.
- С увеличением зарядов атомных ядер активность неметаллов — простых веществ в периодах усиливается, а в подгруппах — уменьшается.
- В химических реакциях простые вещества-неметаллы могут быть как окислителями, так и восстановителями. С увеличением зарядов атомных ядер в периодах усиливаются окислительные свойства, а в группах — восстановительные свойства простых веществ.
- Области применения неметаллов и их соединений определяются физическими и химическими свойствами веществ.



ИНТЕРНЕТ-РЕСУРСЫ:

Аналитический портал химической промышленности «Newchemistry.ru». Раздел «Экология»

<http://gotourl.ru/12793>

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

- Водные растворы галогеноводородов — кислоты. Вода при диссоциации образует ионы водорода и гидроксид-ионы, а раствор сероводорода обладает свойствами слабой кислоты. Водный раствор аммиака — щёлочь. Как вы думаете, какими свойствами должен обладать водный раствор фосфина PH_3 ?
- Зная закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений, опираясь на знания свойств изученных веществ и используя таблицу растворимости, попробуйте описать свойства (на ваш выбор): а) водородного соединения селена Se ; б) высшего гидроксида мышьяка As .





ГЛАВА IV

МНОГООБРАЗИЕ ВЕЩЕСТВ: МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

- ОБЩИЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ
- ОБЩИЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ
- ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ
- КАЛЬЦИЙ
- ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ
- АЛЮМИНИЙ
- СОЕДИНЕНИЯ АЛЮМИНИЯ
- ЖЕЛЕЗО
- СОЕДИНЕНИЯ ЖЕЛЕЗА(II)
- СОЕДИНЕНИЯ ЖЕЛЕЗА(III)
- СПЛАВЫ МЕТАЛЛОВ

КОРОТКО О ГЛАВНОМ

Между художествами первое место, по моему мнению, имеет металлургия, которая учит находить и очищать металлы...

...Ибо металлы подают укрепление и красоту важнейшим вещам, в обществе потребным: ими украшаются храмы Божии и блистают монаршеские престолы; ими защищаемся от нападения неприятельского...

Металлы отверзают недро земное к плодородию; металлы служат нам в ловлении земных и морских животных, для пропитания нашего; металлы облегчают купечество удобно к сему монетою вместо скучныя и тягостныя мены товаров.

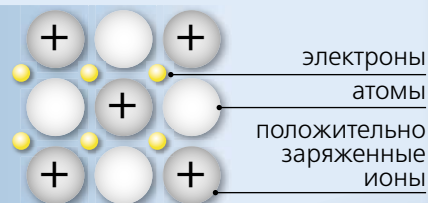
М.В. Ломоносов

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какую связь называют металлической.
- Почему металлы хорошо проводят электрический ток и тепло.
- Как изменяются ковкость, плотность, твёрдость и температура плавления металлов.

ВСПОМНИТЕ:

- Строение атома.
- Как изменяются свойства химических элементов одной подгруппы с увеличением зарядов атомных ядер?

4.1. Схема кристаллической решётки металла

Характерный «металлический» блеск обусловлен способностью металлов не поглощать свет, а отражать его. Если же мы возьмём не кусок металла, а мелкий порошок, то не увидим характерного блеска — в раздробленном состоянии почти все металлы чёрного цвета.

ОБЩИЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Области применения металлов во многом определяются их физическими свойствами: электропроводностью, теплопроводностью, ковкостью и т.д. Можно ли утверждать, что эти физические свойства одинаковы у всех металлов?

МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Для простых веществ-металлов характерна особая кристаллическая решётка — **металлическая**. Атомы металлов легко отдают наружные электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы. Какой бы металл мы ни взяли, в нём всегда есть свободные электроны, они свободно перемещаются по всему куску металла, поэтому в узлах металлической кристаллической решётки находятся не только атомы, но и положительно заряженные ионы металла.



Химическую связь между ионами металла и свободными электронами называют **металлической связью**.

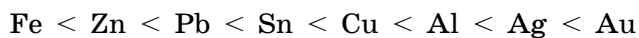
ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТЬ И ТЕПЛОПРОВОДНОСТЬ

Если к металлу приложить даже небольшую разность потенциалов, свободные электроны начинают направленное движение, т.е. в куске металла возникает электрический ток.

Подвижностью свободных электронов объясняется и хорошая теплопроводность металлов.

КОВКОСТЬ

По способности сплющиваться, растягиваться, т.е. по ковкости, металлы можно расположить в следующий ряд:

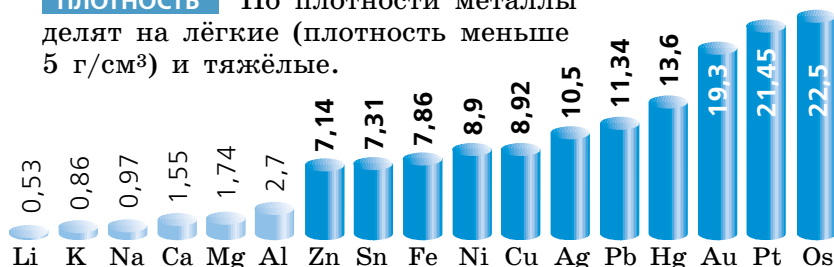


Ковкость металлов позволяет изготавливать из них проволоку, они поддаются штамповке и прессованию. Из железного бруска толщиной 100 мм получают проволоку толщиной 4 мм и тоньше.

Небольшое число металлов отличается значительной хрупкостью (сурьма Sb, висмут Bi, марганец Mn).

ПЛОТНОСТЬ

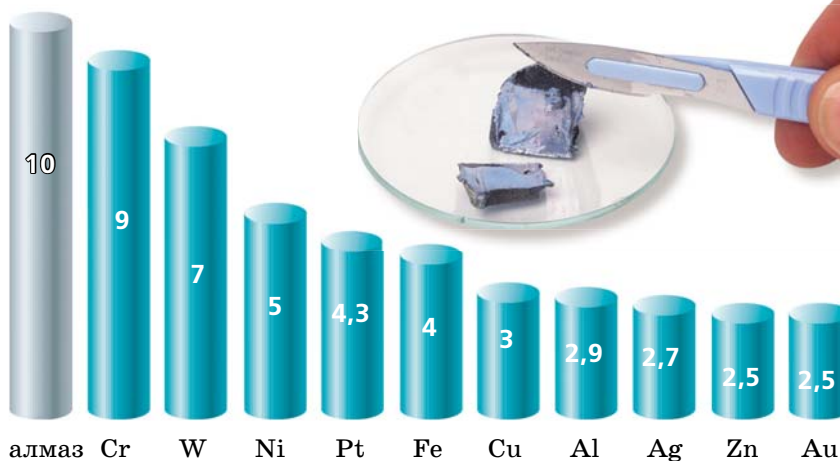
По плотности металлы делят на лёгкие (плотность меньше 5 г/см³) и тяжёлые.

**4.2.**

Плотность металлов

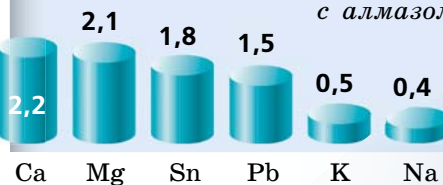
ТВЁРДОСТЬ МЕТАЛЛОВ

По твёрдости металлы также значительно различаются. На приведённой гистограмме твёрдости металлов даны в сравнении с твёрдостью алмаза. Самые мягкие металлы — щелочные, их можно резать ножом. Из металлов, находящих практическое применение, самым мягким является свинец, самым твёрдым — хром, он режет стекло.

**МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ****Физические свойства металлов.****«ПОМОЩНИК»**

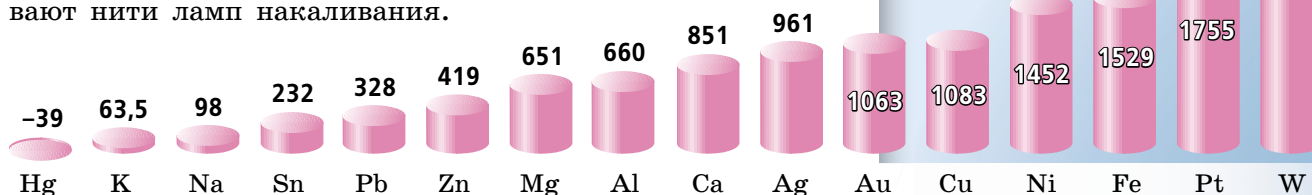
Рассмотрите выданные вам образцы разных металлов и опишите их физические свойства, доступные непосредственному наблюдению.

Результат оформите в виде таблицы.

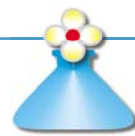
4.3. Твёрдость металлов по сравнению с алмазом**ТЕМПЕРАТУРА ПЛАВЛЕНИЯ МЕТАЛЛОВ**

Очень значительные различия наблюдаются в температурах плавления металлов.

Ртуть плавится при температуре -39°C и при обычных условиях находится в жидком состоянии. Самый тугоплавкий металл — вольфрам. Из него изготавливают нити ламп накаливания.

**4.4. Температура плавления металлов, $^{\circ}\text{C}$**

Общими физическими свойствами металлов являются их цвет (исключения — медь и золото), блеск, электро- и теплопроводность. Но и эти свойства по-разному выражены у разных металлов.



Лишь небольшое число металлов встречается в природе в свободном состоянии: платина, золото, серебро, иногда медь. Все остальные металлы находятся в виде соединений. Химические соединения металлов, встречающиеся в природе, называют рудами, если в них массовая доля металла такова, что его добыча становится экономически выгодной.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Почему металлы хорошо проводят электрический ток? тепло?
- Пользуясь дополнительной литературой, соберите более полную информацию (на ваш выбор) о ковкости, плотности, твёрдости или температуре плавления металлов. На её основе подготовьте небольшую презентацию об использовании человеком выбранного вами свойства.

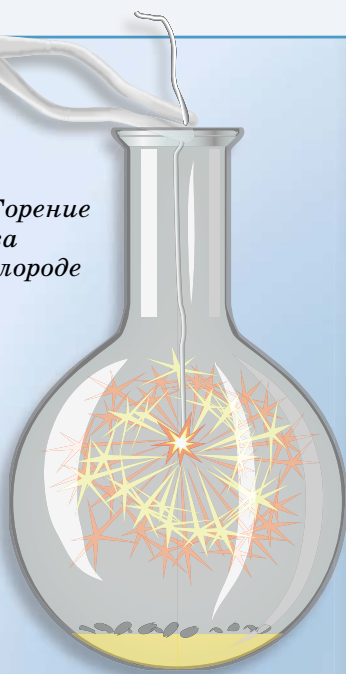
ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что не все металлы реагируют с кислородом.
- На какие металлы не действуют растворы кислот.
- Как, не проводя опытов, узнать, будет ли металл взаимодействовать с раствором соли другого металла.

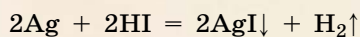
ВСПОМНИТЕ:

- Что называют окислением, восстановлением, окислителем, восстановителем?
- Как пользоваться рядом активности металлов?

4.5. Горение железа в кислороде



Серебро, которое в ряду активности металлов расположено правее водорода, не взаимодействует с растворами кислот. Однако есть исключение:



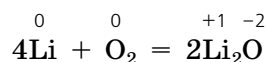
О причине такого поведения серебра в растворе иодоводородной кислоты вы узнаете в 11 классе.

ОБЩИЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

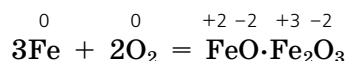
По химическим свойствам металлы отличаются от неметаллов тем, что неметаллы могут быть и окислителями, и восстановителями, а металлы во всех химических реакциях только восстановители.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С КИСЛОРОДОМ

В результате химических реакций с кислородом большинство металлов образуют оксиды, но скорости этих реакций различаются. Так, литий, оставленный на воздухе, очень быстро покрывается рыхлым слоем оксида, который не предохраняет металл от дальнейшего окисления:



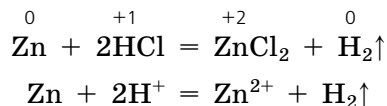
Железо в сухом воздухе при обычных условиях устойчиво к действию кислорода, и химическая реакция между этими веществами начинается только при значительном нагревании (в ходе данной реакции образуется смешанный оксид):



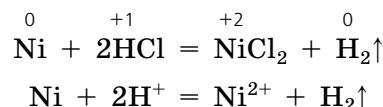
Золото ни при каких условиях с кислородом не взаимодействует.

РЕАКЦИИ С РАСТВОРАМИ КИСЛОТ

Также различается отношение металлов к кислотам. Если к цинку добавить раствор соляной кислоты, начинается выделение водорода. Кажется, что жидкость закипает:



Скорость взаимодействия никеля с кислотами гораздо меньше:

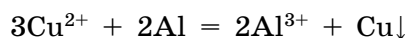
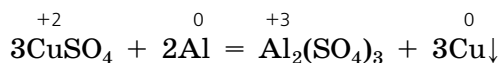


Медь, серебро, золото, платина, ртуть с растворами кислот не взаимодействуют.



В химических реакциях простые вещества-металлы всегда бывают только восстановителями.

ВЫТЕСНЕНИЕ МЕТАЛЛОВ ИЗ РАСТВОРОВ ИХ СОЛЕЙ По-разному металлы взаимодействуют с растворами солей других металлов. Если в раствор сульфата меди(II) поместить алюминий, то через непродолжительное время голубой раствор обесцветится, а на дне сосуда появится тёмный порошок меди:



Если же поместить медь в раствор сульфата алюминия, то никаких изменений с веществами не произойдёт.

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ В 1865 г. русский химик Н.Н. Бекетов защитил докторскую диссертацию, посвящённую взаимному вытеснению различных металлов из их солей. Результатом этого исследования стал ряд активности металлов:

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb **H** Bi Cu Hg Ag Pt Au

Если учесть, что в химических реакциях атомы металлов превращаются в ионы:



ряд активности металлов даёт возможность сравнить, насколько легко этот процесс протекает у разных металлов: чем левее в ряду расположен металл, тем легче он превращается в ион.



Металлы, расположенные в ряду активности левее водорода, взаимодействуют с водой и растворами кислот.

Чем левее в ряду активности расположен металл, тем больше у него выражены восстановительные способности.



Различная способность атомов металлов превращаться в ионы, а ионов металлов в атомы лежит в основе работы любой электрической батарейки. Чем дальше друг от друга в ряду активности расположены металлы, использованные в батарейке, тем больше напряжение.

4.6. Вытеснение меди из раствора сульфата меди(II)



МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Ряд активности металлов.

«ПОМОЩНИК»

- Пользуясь имеющимися в вашем распоряжении реактивами, изучите сравнительную активность выданных вам металлов.
- Результат оформите в виде таблицы.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Назовите известные вам металлы, которые не реагируют с кислородом.
- На какие металлы не действуют растворы кислот?
- Объясните, как, не проводя опытов, узнать, будет ли металл взаимодействовать с раствором соли другого металла.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Почему щелочные металлы хранят под слоем керосина.
- Какая сила заставляет натрий и калий бегать по поверхности воды.
- Почему натрий не вытесняет медь из раствора медного купороса, хотя натрий расположен в ряду активности металлов левее меди.

ВСПОМНИТЕ:

- Где в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева расположены щелочные металлы?
- Известные вам свойства щелочных металлов.
- Общие свойства щелочей как электролитов.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

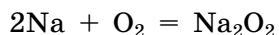
Обобщённое название «щелочные металлы» было дано металлам главной подгруппы I группы потому, что при их взаимодействии с водой образуются сильные щёлочи. Наибольшее практическое значение из щелочных металлов имеют натрий и калий, о свойствах которых пойдёт речь в этом параграфе.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НАТРИЯ И КАЛИЯ

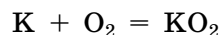
Натрий и калий — самые мягкие из всех металлов: они легко режутся ножом. Их плотность меньше плотности воды, а температуры плавления меньше 100 °С. Попадая в воду, они не тонут, а перемещаются по поверхности. За счёт теплоты, выделяющейся в результате химической реакции воды с натрием или калием, они расплавляются.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НАТРИЯ И КАЛИЯ

Натрий и калий настолько легко окисляются кислородом воздуха, что их приходится хранить под слоем керосина. Лёгкую окисляемость натрия и калия можно наблюдать, рассматривая поверхность этих металлов на свежем разрезе. Нагретые натрий и калий загораются:



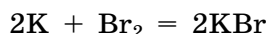
пероксид натрия



надпероксид калия

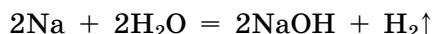
Натрий горит жёлтым пламенем, а калий — фиолетовым.

Натрий и калий энергично реагируют с другими неметаллами. Иногда эта реакция протекает со взрывом:

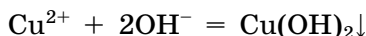
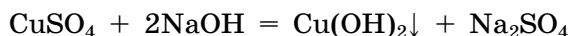


Попадание в воду больших количеств натрия или калия также приводит к взрыву.

Хотя натрий и калий находятся в самом начале ряда активности металлов, они не вытесняют другие металлы из их солей. Если в раствор сульфата меди(II) поместить небольшой кусочек натрия, то он будет прежде всего взаимодействовать с водой:



Образующаяся в результате этого взаимодействия щёлочь вступит в химическую реакцию с сульфатом меди(II):



Дэви Гемфри
1778–1829

Английский химик. Получил натрий и калий путём электролиза щелочей и солей.

СОЕДИНЕНИЯ НАТРИЯ И КАЛИЯ Взаимодействие натрия и калия с водой приводит к образованию гидроксидов натрия и калия. Это белые твёрдые вещества с ионной кристаллической решёткой, хорошо растворимые в воде. Растворение гидроксидов натрия и калия сопровождается их полной диссоциацией:



Растворы гидроксидов натрия и калия очень едкие, поэтому часто гидроксид натрия называют едким натром, а гидроксид калия — едким кали.

Для гидроксидов натрия и калия характерны все общие свойства щелочей как электролитов.

Из солей натрия и калия наибольшее значение имеют хлорид натрия (поваренная соль), хлорид и нитрат калия (ценные удобрения), десятиводный кристаллогидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (стиральная сода), гидрокарбонат натрия (питьевая сода), карбонат калия (поташ — применяется в производстве стекла, жидкого мыла).

Гидроксид
натрия

4.7.
Взаимодействие
натрия с водой

Щелочные металлы — очень сильные восстановители.

При попадании на кожу щелочей нужно промыть поражённое место сильной струёй холодной воды и немедленно обратиться к врачу.

В природе хлорид натрия встречается в виде месторождений минерала галита. В нашей стране поваренную соль в больших количествах добывают из соляных залежей озёр Эльтон и Баскунчак.



Гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода, каустик) широко применяется в быту: для устранения засоров канализационных труб в составе гелей, для мытья и очистки от кожицы овощей и фруктов, в производстве напитков, для окрашивания карамели, размягчения маслин и в производстве хлебобулочных изделий.

Хлорид натрия (поваренная соль, соль) необходим для нормального функционирования организма человека. Бессолевая диета может осуществляться только под контролем врача. Хронический недостаток хлорида натрия приводит к головным болям, обезвоживанию организма. Избыток поваренной соли также опасен для человека и приводит к повышению артериального давления, болезням сердца, почек. Одновременный приём хлорида натрия больше 3 г на 1 кг веса человека приводит к смерти.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Почему щелочные металлы хранят под слоем керосина?
- Какая сила заставляет натрий и калий бегать по поверхности воды?
- Почему натрий не вытесняет медь из раствора медного купороса, хотя натрий расположен в ряду активности металлов левее меди?

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Некоторые новые свойства простого вещества-кальция.
- Чем отличается жжёная известь от извести.
- Свойства солей кальция.

ВСПОМНИТЕ:

- Известные вам свойства кальция.
- Какие соли кальция вы уже знаете?
- Что происходит с известковой водой, когда с её помощью определяют наличие углекислого газа?

Ca 20
Кальций 40,078



4.8. Взаимодействие кальция с водой

Пушонка — очень мелкий порошок, образующийся в результате гашения оксида кальция. Название происходит от слова «пушок», так как этот порошок разлетается в разные стороны от малейшего движения воздуха.

Известковое молоко — взвесь гидроксида кальция в воде, по внешнему виду напоминающая молоко. Известковая вода — прозрачный раствор гидроксида кальция.

КАЛЬЦИЙ

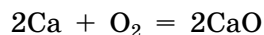
Известняк, мрамор, известь издавна используются человеком. До 1789 г. считалось, что известь — это простое вещество, и лишь в 1808 г. английский химик Г. Дэви впервые получил металл, входящий в состав этих веществ, и дал ему название «кальций» (лат. *calcis* — родительный падеж от «известь»).

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КАЛЬЦИЯ

Кальций — белый металл, достаточно твёрдый — его нельзя разрезать ножом, как, например, натрий или калий. Кальций относят к лёгким металлам, но его плотность больше плотности воды. Плавится кальций при 851 °С.

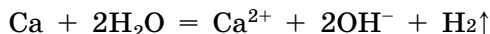
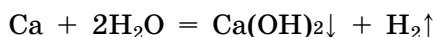
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КАЛЬЦИЯ

На воздухе кальций быстро покрывается рыхлым слоем оксида, который не защищает металл от дальнейшего окисления:



Этот металл легко образует соединения с галогенами, серой, азотом.

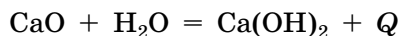
С водой кальций реагирует не так активно, как щелочные металлы, но реакция идёт довольно быстро:

**ОКСИД КАЛЬЦИЯ, ЖЖЁНАЯ ИЗВЕСТЬ, НЕГАШЁНАЯ ИЗВЕСТЬ**

Оксид кальция — твёрдое белое вещество. Название «жжёная известь» указывает на промышленный способ получения этого вещества — обжиг известняка:



При взаимодействии оксида кальция с водой образуется гидроксид кальция:



Куски оксида кальция раскалываются, избыток воды под действием выделяющегося большого количества теплоты превращается в пар. Этот процесс называют гашением извести.

ГИДРОКСИД КАЛЬЦИЯ, ГАШЁНАЯ ИЗВЕСТЬ, ИЗВЁСТКА

Гидроксид кальция — твёрдое белое вещество, плохо растворяется в воде (при $t = 20^\circ\text{C}$ в 100 г воды растворяется 0,166 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$). Однако это сильный электролит: при растворении полностью диссоциирует, и для него характерны все общие свойства щелочей как электролитов:

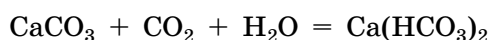


СОЛИ КАЛЬЦИЯ В природе карбонат кальция встречается в виде минералов, в том числе образующих горные породы.

4.9. Карбонат кальция



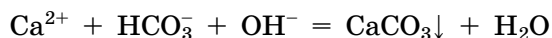
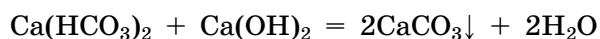
Это вещество практически не растворяется в воде, но под одновременным действием воды и углекислого газа превращается в гидрокарбонат кальция:



Гидрокарбонат кальция всегда присутствует в природных водах, придавая им такое свойство, как жёсткость. При нагревании гидрокарбонат разлагается с образованием карбоната кальция:



Превратить гидрокарбонат кальция в карбонат можно и с помощью гидроксида кальция:



Сульфат кальция в природе встречается в виде гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и ангидрита CaSO_4 . Прокаливанием гипса получают жжёный гипс, или алебастр:



Если алебастр смешать с водой в тесто, оно вскоре затвердеет из-за протекающей обратной реакции. Благодаря этому свойству его используют в травматологии, для отливки различных фигур, а также в качестве добавки к извести при штукатурке стен, потолков.



По химическим свойствам кальций, его оксид и гидроксид сходны со щелочными металлами и их соединениями, но активность кальция и его соединений меньше.



Фосфат кальция входит в состав фосфоров и апатитов, из которых получают фосфорные удобрения. Карбонат и фосфат кальция являются главными составляющими костной ткани, придающими ей прочность.



МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

**Свойства разных соединений
кальция.**

«ПОМОЩНИК»

Пользуясь имеющимися в вашем распоряжении реактивами и оборудованием, осуществите следующие превращения:

- гидроксид кальция → карбонат кальция;
- карбонат кальция → гидрокарбонат кальция;
- гидрокарбонат кальция → карбонат кальция.

Запишите уравнения проведённых реакций.



При полном обезвоживании гипс теряет способность соединяться с водой. Такой гипс называют мёртвым, и он непригоден для каких-либо изделий.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Какие новые свойства простого вещества-кальция вы узнали?
- Расскажите о свойствах солей кальция.
- Оцените с точки зрения химии правильность телевизионной рекламы: «Зубная паста с жидким кальцием и фтором. Максимальная защита от кариеса».

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Какую воду называют жёсткой.
- Виды жёсткости воды.
- Способы умягчения воды.

ВСПОМНИТЕ:

- Что называют чистым веществом?
- Способы разделения смесей.
- Условия течения реакций обмена в растворах электролитов до конца.

«Минеральной, повышенной и пониженной секретной функции желудка; не осложнённой язвенной болезнью желудка и 12-ти перстной кишки; хронический колит; и энтероколит; хронических заболеваний печени и желчевыводящих путей; хроническом панкреатите; нарушении обмена веществ; хронических заболеваниях мочевыводящих путей; мочекаменной болезни».

ИОННЫЙ СОСТАВ ВОДЫ, МГ/ДМ³

АНИОНЫ			КАТИОНЫ		
HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na K
290-400	600-800	900-1600	50-90	20-60	940-1550

СРОК ГОДНОСТИ - 12 МЕСЯЦЕВ С ДАТЫ РАЗЛИВА ПРИ ТЕМПЕРАТУРЕ ВОЗДУХА ОТ +5С ДО + 25С И ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ВЛАЖНОСТИ НЕ БОЛЕЕ 85%. ДАТА ИЗГОТОВЛЕНИЯ УКАЗАНА НА ВЕРХНЕЙ ЧАСТИ БУТЫЛКИ. ТУ 100558025.001-2004

Если посмотреть на этикетку бутылки с минеральной водой, мы увидим, что на ней перечислены ионы, содержащиеся в растворе. Лечебные свойства минеральной воды определяют шесть главных ионов: три аниона (HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^-) и три катиона (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+).

ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ

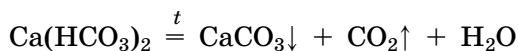
В природе чистой (в химическом понимании) воды не бывает. Проходя через почву, она растворяет множество веществ. Дождевая вода несёт в себе растворённые газы, часть из которых вступает с ней в химическое взаимодействие. В результате, какую бы воду мы ни взяли, мы всегда имеем дело с раствором, состав которого оказывает значительное воздействие на потребительские свойства воды.

СОСТАВ ПРИРОДНОЙ ВОДЫ Состав природной воды зависит от источника, из которого её взяли. В любом случае мы находим в воде гидрокарбонат-ионы и ионы кальция и магния. Если содержание этих ионов в воде невелико, воду называют мягкой, вода с большим содержанием этих ионов называется жёсткой.

СВОЙСТВА ЖЁСТОКОЙ ВОДЫ Большое содержание растворённых веществ порой оказывается нежелательным. Самый известный недостаток жёсткой воды — в ней плохо мылится мыло. Жёсткая вода, используемая в системах центрального отопления, быстро выводит из строя водонагревательные котлы, трубы, батареи. В телевизионной рекламе средства от накипи показывают, во что превращается нагревательный элемент стиральной машины, работающей на жёсткой воде.

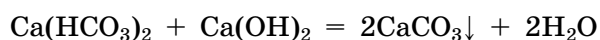
4.10. Содержание ионов в некоторых природных водах (в мг/л)**озеро Байкал****минеральная вода источника Нарзан**

ВРЕМЕННАЯ ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ При кипячении любой воды концентрация растворённых в ней веществ возрастает. Одновременно с этим протекают химические реакции превращения растворимых гидрокарбонатов в нерастворимые карбонаты:

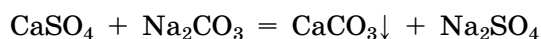


Массовая доля ионов кальция, магния, гидрокарбонат-ионов уменьшается, следовательно, уменьшается и жёсткость воды. Если жёсткость воды удаётся устранить кипячением, такую жёсткость называют **временной** или **карбонатной**.

Временную жёсткость воды можно устранить и с помощью веществ, связывающих ионы кальция, магния, железа в нерастворимые соединения:



ПОСТОЯННАЯ ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ Растворённые в воде сульфаты кальция, магния, железа при нагревании не выпадают в осадок, кипячением такую жёсткость устранить нельзя. **Некарбонатная**, или **постоянная**, жёсткость воды устраняется дополнительным введением в воду карбонат-ионов или фосфат-ионов:



Есть и другие методы устранения жёсткости воды.

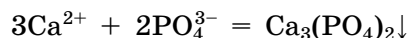
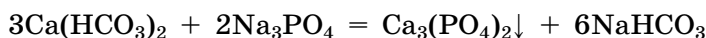


Временная, или карбонатная, жёсткость воды обусловлена наличием в воде гидрокарбонат-ионов. **Постоянная, или некарбонатная, жёсткость** воды обусловлена наличием в воде сульфат-ионов и хлорид-ионов.

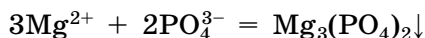
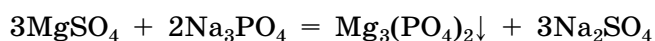


Для устранения общей (карбонатной и некарбонатной) жёсткости воды в быту наиболее эффективен фосфат натрия:

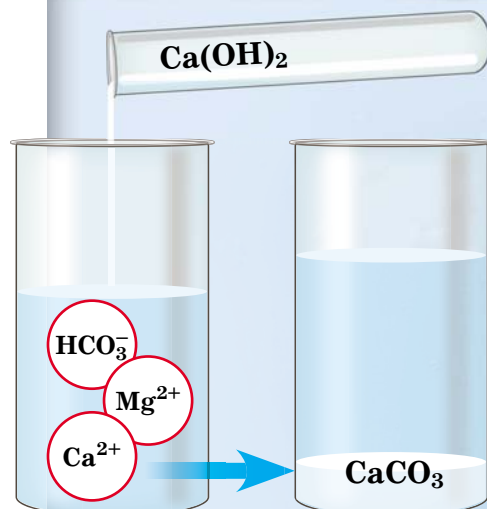
а) устранение временной (карбонатной) жёсткости:



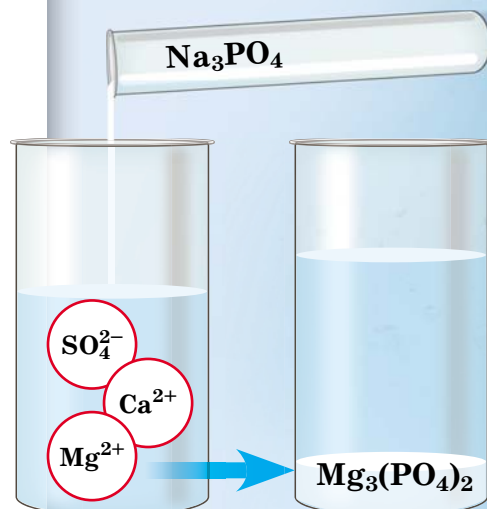
б) устранение постоянной (некарбонатной) жёсткости:



Фосфат натрия и карбонат натрия (стиральная сода) входят в состав всех стиральных порошков, а также являются основными компонентами средств умягчения воды.



4.11. Устранение временной жёсткости воды с помощью химических веществ



4.12. Устранение постоянной жёсткости воды с помощью химических веществ

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Дайте определение жёсткости воды.
- Какие виды жёсткости воды вам известны?
- Какими способами умягчают воду?

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что алюминий обладает свойствами совершенно нехарактерными для активных металлов.
- Области применения алюминия.

ВСПОМНИТЕ:

- Как выглядят алюминиевые изделия (столовая ложка, проволока)?
- Какими физическими свойствами обладает алюминий?

Al 13
Алюминий
26,98154

АЛЮМИНИЙ

Из металлов главной подгруппы III группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева мы чаще всего, практически ежедневно, встречаемся только с одним — с алюминием. Это самый распространённый из металлов металл, он занимает четвертое место по распространённости среди всех химических элементов. Несмотря на этот факт, алюминий — последний по времени открытия металл, постоянно используемый в быту. Почему это произошло? Ответ на этот вопрос дают свойства алюминия.

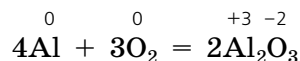
ПОЛОЖЕНИЕ АЛЮМИНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

В периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева алюминий расположен на границе между металлами и неметаллами. Поэтому в его свойствах и свойствах его соединений есть и общие свойства металлов, и общие свойства неметаллов.

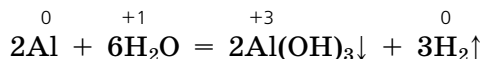
4.13. Положение алюминия в периодической таблице

Алюминий в виде простого вещества представляет собой серебристо-белый лёгкий металл, его плотность ($2,7 \text{ г/см}^3$) почти втрое меньше, чем у меди. Алюминий плавится при достаточно низкой температуре — 660°C (для сравнения: температура пламени спички около 800°C). Этот металл отличается высокой теплопроводностью и электропроводностью, мягкостью, пластичностью.

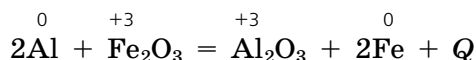
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА Алюминий — химически очень активный металл. Его блестящая, серебристо-белая поверхность на воздухе быстро тускнеет:



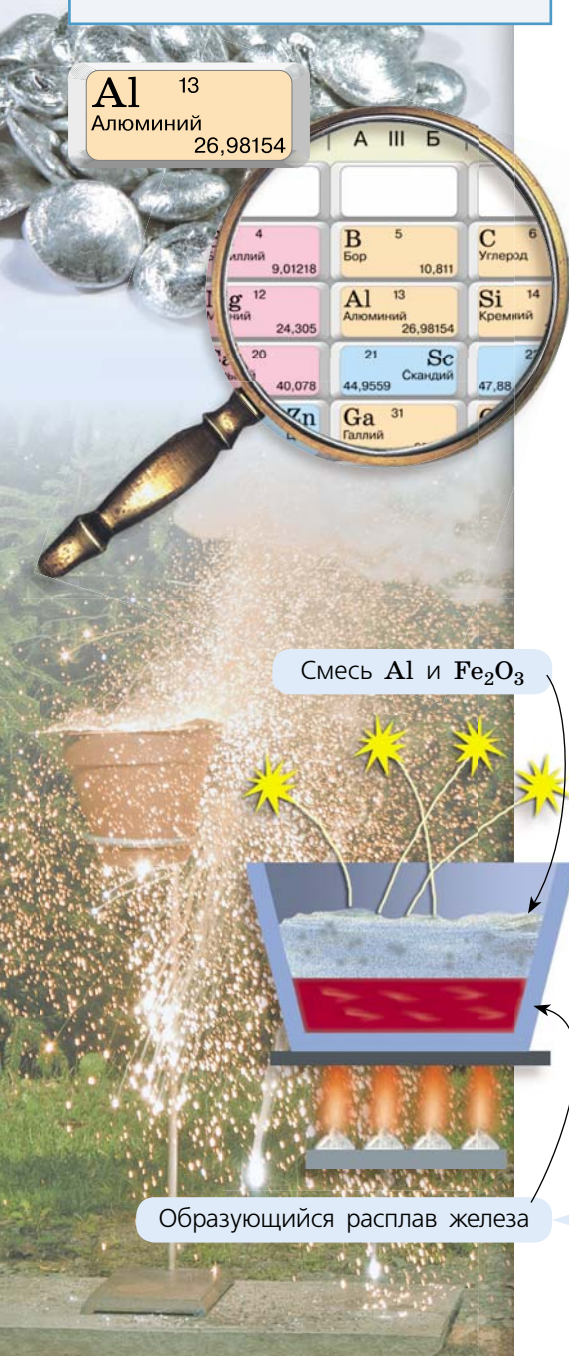
Алюминий энергично взаимодействует со многими сложными веществами. В результате взаимодействия с водой алюминий превращается в гидроксид алюминия:



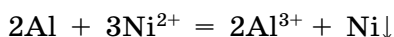
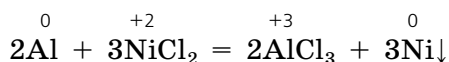
Он легко вытесняет из оксидов другие металлы, при этом выделяется большое количество теплоты:



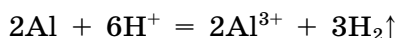
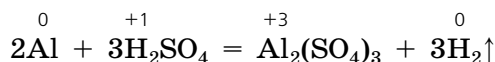
Такой способ получения металлов называют **алюмотермией**, а смесь порошков алюминия и оксида железа(III) — термитом.

4.14. Алюмотермия

Алюминий вытесняет из растворов солей металлы, которые в ряду активности металлов расположены правее его:

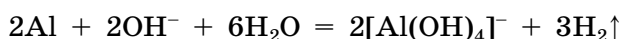
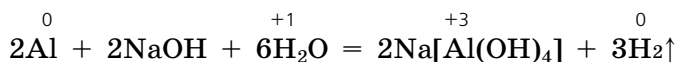


При взаимодействии алюминия с растворами кислот образуется соответствующая соль алюминия и водород:



При этом алюминий устойчив к действию концентрированных серной и азотной кислот, что позволяет изготавливать из него железнодорожные цистерны для перевозки этих агрессивных кислот.

В отличие от уже изученных металлов, алюминий так же легко взаимодействует и с растворами щелочей:



Это свойство алюминия иногда используют в лабораториях для получения водорода.



В химических реакциях алюминий всегда играет роль восстановителя. Устойчивая степень окисления алюминия +3.



Области применения алюминия разнообразны. В XIX в., когда этот металл был очень дорог, из него изготавливались ювелирные украшения. В 1972 г. появляется первая алюминиевая банка для напитков. Из алюминия делают кухонную посуду, упаковку для продуктов (например, шоколадных конфет), лекарственных препаратов (блистер с таблетками). Алюминиевую фольгу можно найти в каждом доме: она используется для приготовления блюд (запекания).



МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

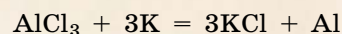
Химические свойства алюминия. «ПОМОЩНИК»

● Пользуясь имеющимися в вашем распоряжении реактивами, определите, какие металлы алюминий вытесняет из растворов солей.

● Запишите уравнения проведённых реакций.

● Сформулируйте вывод.

Первым металлический алюминий получил Ханс Кристиан Эрстед в 1825 г.



Сегодня алюминий в промышленности получают электролизом расплава оксида алюминия. Первый российский алюминий был получен таким методом в 1929 г. на заводе «Красный выборжец» в количестве 8 кг.

В 1854 г. стоимость 1 кг алюминия составляла больше 1 тыс. рублей, а в 1899 г. всего 1 рубль.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

● Приведите собственные примеры уравнений химических реакций, характерных для алюминия, не повторяя примеры учебника.

● Пользуясь дополнительной литературой, соберите информацию о производстве алюминия в Российской Федерации. Узнайте, для каких целей используется большая часть получаемого алюминия.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

● Почему кухонная посуда, сделанная из активного металла алюминия, не взаимодействует с водой и не плавится на кухонной плите.

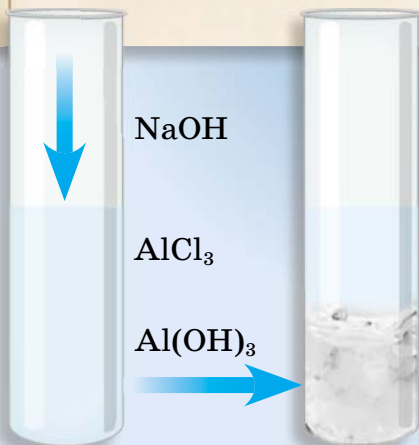
ВСПОМНИТЕ:

- Какое свойство веществ и почему получило название «амфотерность»?
- Как в лаборатории получают нерастворимые гидроксиды?

4.15. Свойства оксидной плёнки алюминия



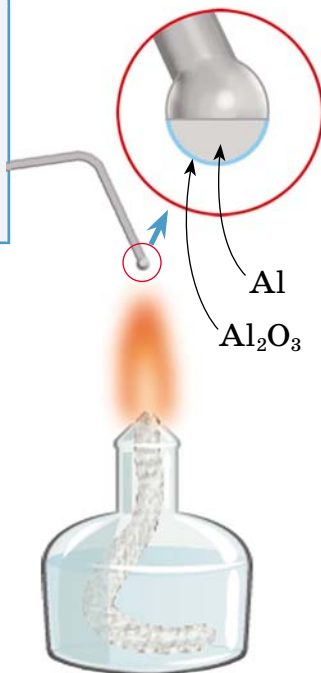
Оксид алюминия получают из природных минералов бокситов, нефелинов, каолина, алунитов.



4.16. Получение гидроксида алюминия

СОЕДИНЕНИЯ АЛЮМИНИЯ

Свойства алюминия противоречат нашему жизненному опыту: алюминиевая сковорода не плавится на плите, мы пьём из алюминиевой кружки и не замечаем ни выпадения осадка гидроксида алюминия, ни выделения водорода. Чем это можно объяснить?

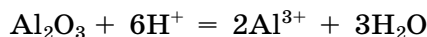
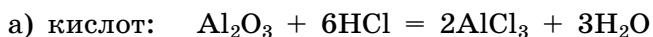


ОКСИД АЛЮМИНИЯ Алюминий образует с кислородом только одно соединение — Al₂O₃. В кабинете химии вы увидите белый тонкий порошок, а дома на алюминиевых изделиях это вещество предстанет перед вами в виде очень тонкой плёнки на поверхности металла. Оксидная плёнка алюминия обладает свойствами, которые и позволяют нам использовать металл в повседневной жизни.

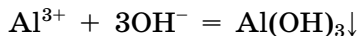
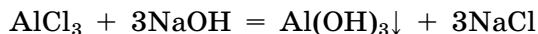
Оксидная плёнка на поверхности алюминия очень прочна. Она плавится при температуре 2044 °С. Расплавить оксид алюминия в домашних условиях невозможно.

Оксид алюминия не взаимодействует с водой, а оксидная плёнка на поверхности металла так плотна, что не пропускает воду к поверхности металла.

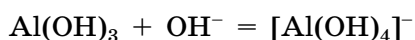
Будучи амфотерным оксидом, оксид алюминия взаимодействует с растворами:



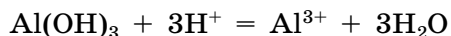
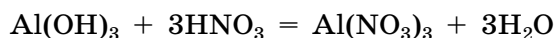
ГИДРОКСИД АЛЮМИНИЯ Гидроксид алюминия — твёрдое белое вещество, практически не растворяющееся в воде. Его получают из растворимых солей алюминия, осторожно добавляя к ним раствор щёлочи:



В избытке щёлочи образующийся осадок гидроксида алюминия растворяется, что является проявлением амфотерности гидроксида алюминия:



Ещё легче гидроксид алюминия взаимодействует с растворами кислот:



Оксид алюминия и гидроксид алюминия относят к амфотерным соединениям.

При хранении от гидроксида алюминия медленно отщепляются молекулы воды. Прокаливание ускоряет этот процесс, который заканчивается образованием оксида алюминия:



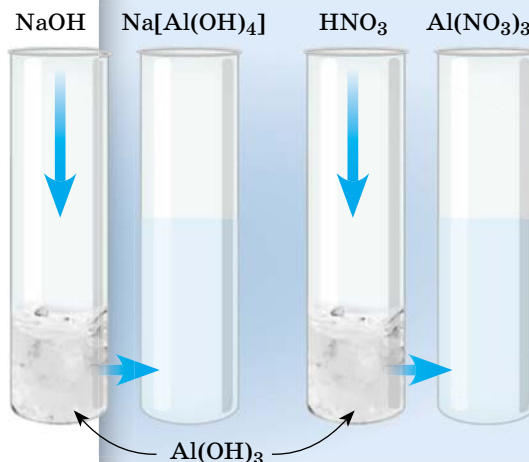
СОЛИ АЛЮМИНИЯ Растворы солей алюминия легко вступают в химические реакции с растворами щелочей, что используется для получения гидроксида алюминия.

Сведения о растворимости солей алюминия вы можете найти в таблице растворимости.

Среди солей алюминия есть двойная соль состава $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — алюмокалиевые квасцы. В водном растворе квасцов находятся катионы калия и алюминия и сульфат-ионы. Квасцы используют для очистки сточных вод, для выделки кож.



В природе оксид алюминия встречается в виде минерала корунда. Прозрачные окрашенные кристаллы корунда используются в ювелирной промышленности. Красный корунд называют рубином, синий — сапфиром. Окраску корунду придают примеси других веществ.



4.17. Свойства гидроксида алюминия

МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Исследование амфотерных свойств гидроксида алюминия.

«ПОМОЩНИК»

- Опытным путём докажете амфотерность гидроксида алюминия.
- К раствору соли, полученной при взаимодействии гидроксида алюминия и гидроксида натрия, добавляйте по каплям раствор соляной кислоты.
- Запишите наблюдения и объясните их.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Приведите собственные доказательства того, что оксид и гидроксид алюминия обладают амфотерными свойствами.
- Что произойдёт с алюминиевой ложкой, если её сначала опустить на некоторое время в раствор кислоты, а затем — в воду? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Особенности строения атомов железа и как эти особенности проявляются в химических свойствах простого вещества.
- Какими химическими свойствами обладает железо.

ВСПОМНИТЕ:

- В каком контексте вам встречалось слово «железо» на уроках биологии?

26 **Fe**
Железо
55,847



Одним из распространённых мифов о железе является миф о колонне в Дели. Подробности вы можете прочитать в книге М. Беккерта «Железо. Факты и легенды».

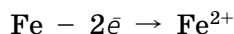
4.18.
*Взаимодействие
железа с хлором*

ЖЕЛЕЗО

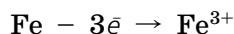
Из всех металлов побочных подгрупп периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева в этом году вы познакомитесь со свойствами только железа. Выбор не случаен: этот металл и его соединения играют огромную роль в жизни человека.

СТРОЕНИЕ АТОМА ЖЕЛЕЗА Железо — химический элемент побочной подгруппы VIII группы. Особенностью строения атома железа является наличие на внешнем электронном слое только двух электронов, в то время как на предпоследнем, третьем слое у атома железа не восемь, а четырнадцать электронов.

Электроны внешнего слоя слабо связаны с ядром атома, поэтому в химических реакциях атомы железа легко превращаются в двухзарядные ионы:



Несколько труднее атом железа «расстаётся» и с одним электроном третьего электронного слоя. В этом случае образуются трёхзарядные ионы железа:

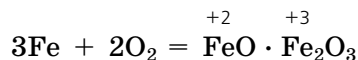
**ЖЕЛЕЗО КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

Чистое железо — блестящий с сероватым оттенком белый металл, твёрдый, тяжёлый, плавится при высокой температуре. Железо обладает ценными техническими свойствами: ковкостью, пластичностью, электропроводностью, способностью намагничиваться и размагничиваться.

Сильное влияние на физические свойства железа оказывают примеси неметаллов и других металлов.

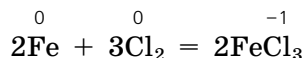
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЖЕЛЕЗА Железо — достаточно активный в химическом отношении металл; в ряду активности металлов железо находится левее водорода.

При горении в кислороде или на воздухе железо даёт смешанный оксид:

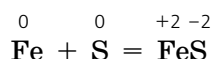


В этом веществе один атом железа имеет степень окисления +2, два других +3.

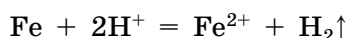
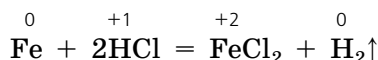
В атмосфере хлора предварительно нагретое железо сгорает с образованием хлорида железа(III):



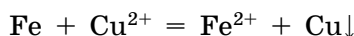
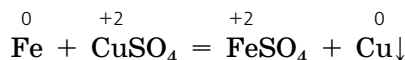
Взаимодействуя с менее сильными окислителями, железо окисляется до степени окисления +2. Так, нагревание смеси порошков железа и серы приводит к образованию сульфида железа(II):



В растворах кислот образуется соль железа(II):



При взаимодействии с водными растворами солей металлов, которые в ряду активности находятся правее железа, также образуется соль железа(II):



При обычных условиях железо, как и алюминий, не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами. Это явление называется **пассивированием** металла.



В химических реакциях с сильными окислителями железо окисляется до степени окисления +3, со слабыми — до степени окисления +2.



Железо практически не встречается в природе в виде простого вещества, хотя содержание этого химического элемента в земной коре достигает 4,65 %. По распространённости железо занимает среди всех химических элементов четвёртое место, а среди металлов — второе, уступая лишь алюминию. Все существующие сегодня гипотезы о строении глубинных слоёв Земли сходятся на том, что ядро Земли образовано в основном железом. Химический элемент железо имеет большое биологическое значение. Его атомы входят в состав гемоглобина крови, они и являются переносчиком кислорода из лёгких ко всем тканям организма. Недостаток железа приводит к нарушению жизнедеятельности организма, что проявляется в виде анемии — серьёзного заболевания крови.

При обычных условиях железо не реагирует с растворами щелочей и водой. В присутствии водных растворов и паров воды, содержащих растворённый кислород, железо может подвергаться **коррозии** (от лат. *corrosion* — разъедание) — разрушению под действием окружающей среды.



4.19.
Вытеснение
меди

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Какие химические реакции и как вы проведёте для того, чтобы получить из металлического железа: а) фторид железа(II); б) фторид железа(III)? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.
- Подумайте, как бы вы рассказали о строении атома железа пятикласснику, который ещё ничего не знает о строении атомов.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Как получают оксид железа(II) и какими свойствами обладает это вещество.
- Почему гидроксид железа(II) быстро изменяет свою окраску.
- Что соли железа(II) очень неустойчивы.

ВСПОМНИТЕ:

- Как получают соединения железа со степенью окисления +2?
- Какие химические реакции нужно провести, чтобы получить нерастворимый гидроксид металла?

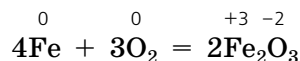
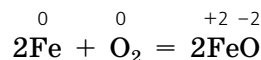
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 

4.20. Гидроксиды железа

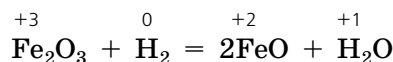
СОЕДИНЕНИЯ ЖЕЛЕЗА(II)

Степень окисления +2 атомы железа имеют во многих соединениях, хотя для железа устойчивой является степень +3. Для железа(II) известны оксид, гидроксид и многочисленные соли.

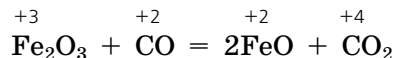
ОКСИД ЖЕЛЕЗА(II), ЗАКИСЬ ЖЕЛЕЗА Оксид железа(II) образуется при горении железа на воздухе или в кислороде одновременно с оксидом железа(III):



Оксид железа(II) можно получить при осторожном восстановлении оксида железа(III) водородом:

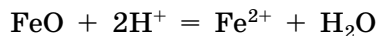
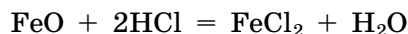


Оксид железа(II) — порошок чёрного цвета — образуется и при восстановлении оксида железа(III) угарным газом:

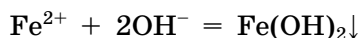
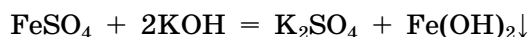


Такой процесс протекает при выплавке чугуна в доменных печах.

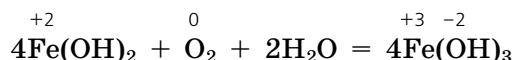
Оксид железа(II) является основным оксидом. Он вступает в химические реакции с кислотами:



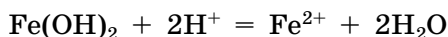
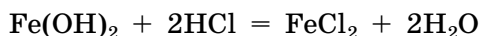
ГИДРОКСИД ЖЕЛЕЗА(II) Гидроксид железа(II) — нерастворимое в воде вещество. Его получают, добавляя к растворам солей железа(II) раствор какой-нибудь щёлочи:



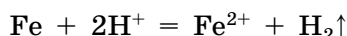
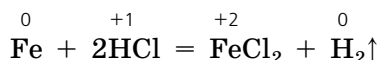
Образующийся осадок под действием кислорода воздуха и кислорода, содержащегося в используемых растворах, быстро изменяет свою окраску:



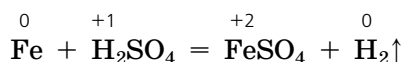
Гидроксид железа(II) обладает основными свойствами:



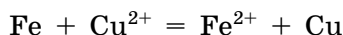
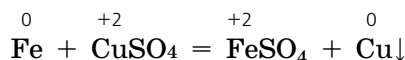
СОЛИ ЖЕЛЕЗА(II) Соли железа со степенью окисления +2 получают взаимодействием железа с кислотами. Обычно для этой цели берут или раствор соляной кислоты:



или раствор серной кислоты:



До степени окисления +II железо окисляется и ионами металлов, которые в ряду активности расположены правее железа:



Соли железа(II) неустойчивы и окисляются в соединения железа(III).



4.21. Взаимодействие железа с соляной кислотой

В природе встречается несколько соединений со степенью окисления железа +2. Наиболее важные руды, содержащие железо(II): сидерит FeCO_3 ; пирит FeS_2 .



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

- Приведите свои примеры, подтверждающие неустойчивость соединений железа(II).
- Какими свойствами: окислительными или восстановительными — обладают соединения железа со степенью окисления +2?
- Объясните, почему формулировка предыдущего задания некорректна.



Процессы окисления железа(II) до железа(III) протекают и в живых организмах, которые в результате этой химической реакции получают энергию, необходимую для их жизнедеятельности. К таким организмам относятся, например, бактерии *Thiobacillus ferrooxidans*. Уже в самом названии этих микроорганизмов указывается, что они окисляют атомы железа (ferrooxidans).

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Что соединения железа(III) обладают амфотерными свойствами.
- С помощью каких химических реакций можно обнаружить в растворе ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

ВСПОМНИТЕ:

- Какое свойство веществ называют амфотерностью и какие известные вам вещества обладают этим свойством?
- Способы получения нерастворимых гидроксидов из соответствующих им оксидов.

Некоторые природные разновидности оксида железа(III) являются основой красок «охра», «мумия». Благодаря их высокой устойчивости к свету эти краски используют для окрашивания вагонов, железных крыш, мостов, цемента, почтового сургуча.

СОЕДИНЕНИЯ ЖЕЛЕЗА(III)

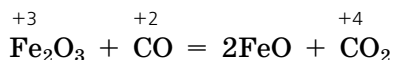
Как вы уже знаете, соединения железа(II) легко окисляются и быстро превращаются в соединения железа(III): оксид, гидроксид, соли.

ОКСИД ЖЕЛЕЗА(III), ОКИСЬ ЖЕЛЕЗА

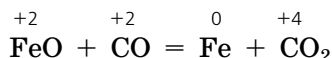
Оксид железа(III) — рыхлый порошок красно-бурого цвета. В природе это вещество встречается в виде железной руды, которую из-за характерной окраски называют гематитом (от греч. *haima* — кровь).



В химических реакциях с сильными восстановителями (водородом, оксидом углерода(II), углём) оксид железа(III) является окислителем. Сначала оксид железа(III) восстанавливается до оксида железа(II):

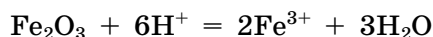
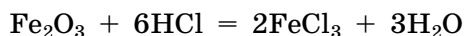


Затем оксид железа(II) восстанавливается до железа:



Эти химические реакции лежат в основе промышленного способа получения важнейшего сплава железа — чугуна.

Оксид железа(III) легко взаимодействует с растворами кислот, если образующаяся в результате химической реакции соль растворится в воде:



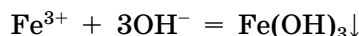
Оксид железа(III) взаимодействует и с растворами щелочей, следовательно, это амфотерный оксид.

С водой окись железа не взаимодействует, получить гидроксид железа(III) из оксида в одну стадию нельзя.

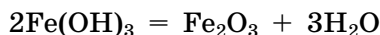
ГИДРОКСИД ЖЕЛЕЗА(III), ГИДРАТ ОКИСИ ЖЕЛЕЗА

Гидроксид железа(III) — основной компонент ржавчины. Вы можете самостоятельно описать физические свойства этого вещества.

Гидроксид железа(III) получают взаимодействием растворов солей железа(III) с растворами щелочей. В общем виде эту химическую реакцию можно описать ионным уравнением:

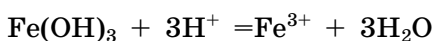
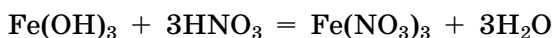


При нагревании гидроксид железа(III) быстро теряет воду, превращаясь в результате в оксид железа(III):



Этот процесс протекает и при обычной температуре, но скорость реакции мала, вы не заметите превращения гидроксида железа(III) в оксид железа(III), не нагрев пробирку в пламени спиртовки.

Как и гидроксид железа(II), гидроксид железа(III) растворяется в растворах кислот (в том случае, если образующаяся соль растворима в воде):



КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА СОЛИ ЖЕЛЕЗА(II) И ЖЕЛЕЗА(III)

Соли железа(II) и железа(III) можно различить по окраске твёрдых кристаллогидратов и растворов солей: ионы Fe^{3+} придают растворам жёлто-коричневую окраску, а ионы Fe^{2+} — светло-зелёную. Поскольку сходную окраску могут иметь растворы, содержащие другие ионы, для обнаружения ионов железа(II) и железа(III) используются качественные реакции.

Ион	Реактив	Признак реакции
Fe^{2+}	красная кровяная соль гексацианоферрат(III) калия	
Fe^{3+}	жёлтая кровяная соль гексацианоферрат(II) калия	

Ионы железа(III) можно обнаружить с помощью раствора роданида калия KSCN:



Цвет раствора роданида железа(III) — кроваво-красный, его появление служит сигналом о том, что в исследуемом растворе есть ионы железа(III). Это слабый электролит, поэтому в уравнении химической реакции использован знак обратимости.



Ионы железа являются переносчиками кислорода из лёгких в ткани организма и углекислого газа из тканей организма в лёгкие. Недостаток ионов железа в организме приводит к тяжёлым заболеваниям.

При действии на соли железа сильных окислителей при нагревании в присутствии щелочей образуются соли железной кислоты, например феррат калия K_2FeO_4 . В этих соединениях степень окисления железа равна +6.

МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

Качественные реакции на ионы железа(II) и ионы железа(III).

«ПОМОЩНИК»

Пользуясь имеющимися в вашем распоряжении реактивами, определите, в какой из выданных вам трёх пробирок содержатся ионы железа(II), а в какой — ионы железа(III).

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

Составьте сравнительную таблицу химических свойств соединений железа(II) и соединений железа(III). В таблице постарайтесь использовать как можно меньше слов, заменяя их химическими формулами и уравнениями химических реакций.

ВЫ УЗНАЕТЕ:

- Разные значения слова «сплав».
- Качественный состав сплавов и основные области их применения.

ВСПОМНИТЕ:

- С какими сплавами вы познакомились при изучении естественных наук?

**МОИ ХИМИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ****Сравнение физических свойств металлов и сплавов.****«ПОМОЩНИК»**

- Пользуясь выданными вам образцами металлов и их сплавов, а также коллекцией «Шкала твёрдости», определите твёрдость металлов и сплавов.
- Результаты исследования представьте в форме таблицы.

СПЛАВЫ МЕТАЛЛОВ

Как правило, в повседневной жизни мы используем не чистые металлы, а их сплавы с другими металлами и неметаллами.

СПЛАВЫ В расплавленном состоянии металлы могут смешиваться между собой. Полученная смесь, застывая, приобретает свойства, отличные от исходных металлов.



С естественно-научной точки зрения **сплав** — это однородные системы, состоящие из двух или более металлов (реже — металлов и неметаллов) с характерными металлическими свойствами.

Число сплавов значительно больше числа металлов — простых веществ.

СПЛАВЫ ЖЕЛЕЗА Ежедневно мы используем сплавы железа с углеродом — чугун и сталь.

Чугун — твёрдый, но хрупкий материал. В его состав, кроме железа, входят углерод, марганец, кремний, фосфор и сера. Массовая доля углерода в чугуне от 2 до 4 %. Твёрдость и хрупкость чугуна определяют области его применения — из него изготавливают изделия, которые в процессе использования не будут подвергаться ударам: станины станков и механизмов, поршни, цилиндры автомобильных двигателей.

Сталь — ковкий сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода не превышает 2 %. Так же как и в чугуне, в стали содержатся примеси, оказывающие разное воздействие на свойства сплава. Так, если в стали содержится много серы, то при нагревании до красного каления сталь трескается (красноломкость стали). Примесь фосфора делает сталь хрупкой при обычных температурах (хладноломкость стали). Добавление к стали таких металлов, как хром, никель, вольфрам, придаёт сплаву устойчивость к действию кислот, увеличивает жаропрочность.

СПЛАВЫ МЕДИ Из сплавов меди чаще всего мы встречаемся с бронзой и латунью.

Бронза — красный материал с желтоватым оттенком — сплав меди с алюминием, оловом, мышьяком, кремнием и другими простыми веществами. Наиболее древние бронзы (2-е тыс. до н. э.) представляют собой сплав меди, олова и мышьяка. Бронзы отличаются высокой коррозионной устойчивостью, прочностью. Благодаря своим свойствам бронза идёт на изготовление сантехники и трубопроводов, используется в авиации и ракетостроении.



Латунь — материал жёлтого цвета — сплав меди с цинком, в специальные сорта добавляют железо, никель, марганец и др. в зависимости от того, какие свойства хотят придать сплаву. Латунь идёт на изготовление деталей машин, оборудования химической промышленности, мебельной фурнитуры, ювелирных изделий (в XIX в. использовалась как поддельное золото).

Мельхиор — серебристый сплав меди с никелем (иногда добавляют марганец или железо). Этот сплав используют в электро- и радиотехнике, но чаще мы встречаем его в виде ювелирных изделий, посуды и монет.

СПЛАВЫ АЛЮМИНИЯ Алюминий — очень мягкий и химически активный металл, поэтому в чистом виде он используется крайне редко. Обычно алюминий сплавляют с медью, магнием и марганцем, получая твёрдый и прочный сплав — *дюралюминий* (от названия немецкого города Düren, где впервые было налажено его промышленное производство). Области его применения обширны: от авиастроения до кулинарии.

СПЛАВЫ БЛАГОРОДНЫХ МЕТАЛЛОВ Благородные, или драгоценные, металлы в чистом виде используются крайне редко из-за высокой стоимости. Добавление к ним других металлов не только снижает их стоимость, но и изменяет физические свойства. Чистое золото — очень мягкий металл. На ювелирных украшениях из него не держится полировка: при незначительном контакте с более твёрдым материалом на поверхности изделия появляются царапины. Чтобы сделать золото более твёрдым, его сплавляют с серебром, палладием и никелем.

Для изготовления ювелирных изделий используют сплавы серебра с медью. В зависимости от назначения изделия массовая доля серебра в них может составлять от 96 до 80 %.

Для ювелирных украшений с бриллиантами используют сплав платины с медью, в котором массовая доля драгоценного металла составляет 95 % (950-я проба).



Проба, представленная на ювелирных изделиях, показывает массовую долю металла в сплаве, выраженную в промилле. Так, золото 583-й пробы содержит 583 % (или 58,3 %) чистого золота, а остальные 417 % (или 41,7 %) приходятся на другие металлы.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ:

● Название сплава «нейзильбер» переводится с немецкого языка как «новое серебро» (neu — новый, Silber — серебро). Найдите информацию о составе и областях использования этого сплава.



Сплавы металлов широко применяются в стоматологии для протезирования. В настоящее время, кроме традиционного золота и других благородных металлов, широко используются сплавы кобальта, хрома, никеля, молибдена. Различные бронзы и сплавы алюминия применяются только для изготовления протезов временного использования.



ПОДВЕДЁМ ИТОГИ

- Общие физические свойства металлов обусловлены строением их атомов и кристаллических решёток. К важнейшим относят электропроводность, теплопроводность, пластичность.
- В химических реакциях простые вещества-металлы являются только восстановителями, а ионы металлов могут быть как окислителями, так и восстановителями.
- Наиболее ярко металлические свойства выражены у простых веществ, образованных металлами главной подгруппы I группы. При работе с ними следует соблюдать особые меры предосторожности.
- Простые вещества, образованные химическими элементами главной подгруппы II группы, также химически активны, но уступают по реакционной способности щелочным металлам.
- Алюминий занимает промежуточное положение между металлами и неметаллами. По физическим свойствам это типичный металл. В отличие от щелочных и щёлочно-земельных металлов и их оксидов и гидроксидов, у алюминия и его соединений проявляются амфотерные свойства.
- Железо — элемент побочной подгруппы VIII группы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева — образует два ряда соединений, отличающихся друг от друга степенями окисления атомов железа. Соединения железа(II) неустойчивы и быстро превращаются в соединения железа(III).



FeCO_3 Сидерит

FeS_2 Пирит

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

- Кусочек калия оставили на фильтровальной бумаге. Какие изменения будут с ним происходить?
- Факты:
 - 1) растворимые соединения алюминия ядовиты;
 - 2) при засолке овощей и квашении капусты образуются кислоты.Почему нельзя солить овощи, квасить капусту в алюминиевой посуде?



ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Вот и подошёл к концу учебный год. Сегодня вы завершаете изучение курса химии в основной школе. За эти два года вами пройден огромный этап, полный новых знаний, удивительных открытий и впечатляющих достижений. Вы узнали о свойствах, превращениях и возможностях применения различных веществ. Запомнили правила безопасного обращения с химическими веществами, встречающимися в химической лаборатории и в повседневной жизни.

За два прошедших года вы на собственном опыте убедились, что знания, усвоенные на уроках физики, биологии и географии, очень помогли вам лучше разобраться в тонкостях химической науки. Например, при изучении строения кристаллов и типов кристаллических решёток или при изучении свойств атомов веществ.

Читая биографии выдающихся учёных, вы не раз обращали внимание, что они были разносторонне развитыми людьми. Ведь широкий кругозор, живая заинтересованность в достижениях смежных наук порой помогают совершать открытия мирового значения.

Химия — это дверь в мир, в его устройство. Сейчас, несмотря на объём полученных знаний, вы только открыли эту дверь. Сколько ещё неизведанного и неизученного таит в себе наш огромный мир! Мы очень надеемся, что, полюбив химию в школе и связав с ней выбор своего жизненного пути, кто-то из вас станет новым Менделеевым, Ломоносовым, Бекетовым.

Впереди вас ждёт очень много нового и интересного, ведь изучение школьного курса ещё не завершено и вы снова встретитесь с предметом «Химия» в старшей школе. И это будет уже совсем другая история, не менее захватывающая!

Успехов!

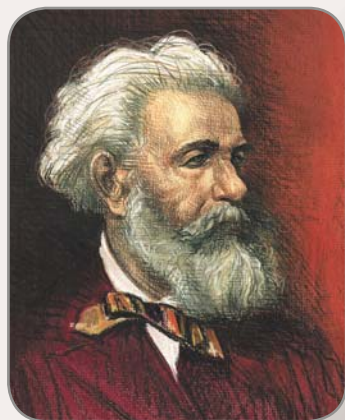


ИМЕНА В ИСТОРИИ ХИМИИ



АРРЕНИУС Сванте Август
(19.02.1859 — 02.10.1927)

Шведский физик и химик. Член Шведской АН, почётный член академий и обществ многих стран, в том числе АН СССР (1926), почётный доктор университетов в Кембридже, Оксфорде, Бирмингеме и др. Изучал поведение электролитов в растворах, а также исследовал скорости химических реакций. Автор теории электролитической диссоциации, за разработку которой ему в 1903 г. была присуждена Нобелевская премия. Автор множества учебников, научно-популярных статей и книг по геофизике, астрономии, биологии и медицине.



БЕКЕТОВ Николай Николаевич
(13.01.1827 — 13.12.1911)

Русский химик, академик Петербургской императорской академии наук. Создал первые в России термохимические лаборатории, в которых занимался исследованием тепловых эффектов химических реакций. Первым получил оксиды щелочных металлов. Исследовал сравнительную активность металлов и создал ряд активности металлов. Его огромной заслугой является развитие физической химии как самостоятельной научной дисциплины.



БЕРТОЛЛЕ Клод Луи
(09.12.1748 — 06.11.1822)

Французский химик, член Парижской академии наук. Занимался химическими исследованиями и организацией химических и металлургических производств. В историю химии вошёл в основном благодаря открытию солей кислородсодержащих кислот хлора (в частности, хлората калия KClO_3 — бертолетовой соли). Установил в 1785 г. состав аммиака, в 1776 г. — болотного газа, в 1788 г. — сероводорода. Выяснил, что последний включает водород и серу. Широкую известность Бертолле принесло его предложение использовать хлор для отбеливания полотна и льняных тканей.



БЕРЦЕЛИУС Йёнс Якоб
(20.08.1779 — 07.08.1848)

Шведский химик и минералог. Создал электрохимическую теорию химического сродства, на её основе построил классификацию элементов, соединений и минералов. Определил атомные массы 45 элементов, ввёл современные химические знаки элементов. Исследуя различные минералы и руды, открыл в 1803 г. церий, в 1817 г. — селен, а в 1828 г. — торий. В 1825 г. впервые получил в свободном состоянии кремний, титан, тантал и цирконий. Иностранный почётный член Петербургской АН (с 1820 г.).

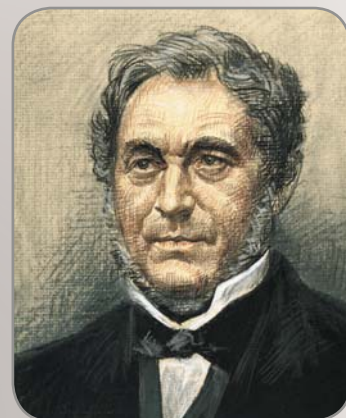
БОЙЛЬ Роберт
(25.01.1627 — 30.12.1691)

Английский физик и химик, член Лондонского королевского общества. Первым дал научное определение понятию «химический элемент». Разработал новый способ получения фосфора, получил фосфорную кислоту и фосфин PH_3 . Впервые применил индикаторы для определения кислот и щелочей. Бойля по праву можно считать родоначальником научной аналитической химии. Книга Бойля «Химик-скептик» ознаменовала окончание алхимического периода и начало научной химии.



БУНЗЕН Роберт Вильгельм
(31.03.1811 — 16.08.1899)

Немецкий химик-экспериментатор. Своими исследованиями содействовал развитию химических знаний, предложил много новых методов экспериментальной химии. В 1859 г. Бунзен вместе с другим немецким химиком Густавом Кирхгофом, изучая спектры пламени, окрашенные парами разных металлических солей, разработал метод спектрального анализа. С помощью этого метода они открыли два новых химических элемента: цезий и рубидий. Изобретённый Бунзеном угольно-цинковый гальванический элемент позволил ему путём электролиза расплавов солей получить чистые металлы (алюминий, барий, кальций, литий, магний, марганец, натрий, стронций, хром). Его интересные эксперименты посвящены обратимым процессам и кинетике реакций.



ВИНКЛЕР Клеменс Александр
(26.12.1838 — 08.10.1904)

Немецкий химик. Открыл предсказанный Д.И. Менделеевым экасилиций и назвал его в честь своей родины германием. Данное открытие стало новым подтверждением периодического закона Д.И. Менделеева. Разработал способ получения оксида серы(VI) из оксида серы(IV) в присутствии платины, который долгое время использовался в промышленном производстве серной кислоты.



ВОЛЬТА Алессандро
(18.02.1745 — 05.03.1827)

Итальянский химик, физик и физиолог. Изобрёл ряд электрических приборов (электрофор, электрометр, конденсатор, электроскоп и др.). В 1776 г. обнаружил и исследовал горючий газ (метан). Изобрёл химический источник постоянного тока. Сконструировал химическую батарею («Вольтов столб»), тем самым сделал возможным получать электричество с помощью химических реакций. Его именем названа единица электрического напряжения — вольт.





ГЕЙ-ЛЮССАК Жозеф Луи
(06.12.1778 — 09.05.1850)

Французский учёный. Научная деятельность Гей-Люссака чрезвычайно многообразна и охватывает различные разделы химии и физики. Он внёс значительный вклад в развитие неорганической, органической и аналитической химии. Проводя исследования галогенов, доказал, что хлор и иод — химические элементы, получил многие их производные. Определил количественный состав синильной кислоты. Открыл трихлорид фосфора и серноватистую (тиосерную) кислоту. Является автором многочисленных статей и нескольких книг. Известен был и как видный общественный деятель — член французской палаты депутатов.



ДЭВИ Гемфри
(17.12.1778 — 29.05.1829)

Английский химик и физик. Получил электролизом водород и кислород (из воды), калий, натрий, кальций, литий и др. Выделил бор из борной кислоты и подтвердил элементарную природу хлора. Установил состав аммиака, опытным путём подтвердил, что алмаз — разновидность углерода. Открыл пентахлорид фосфора PCl_5 , каталитическое действие платины и палладия. Предложил водородную теорию кислот. Открыл анестезирующее действие гемииоксида азота («веселящего газа»). Иностранный почётный член Петербургской АН (с 1826 г.).



КАБЛУКОВ Иван Алексеевич
(02.09.1857 — 05.05.1942)

Русский учёный, академик. Посвятил себя главным образом проблемам физической и неорганической химии. Каблуков был первым учёным, который начал работы в области электрохимии неводных растворов и установил наличие химического взаимодействия между растворителем и растворённым веществом. Одновременно с В.А. Кистяковским ввёл представление о гидратации ионов. Автор учебников по физической и неорганической химии, а также книг по истории химической науки.



КАВЕНДИШ Генри
(10.10.1731 — 24.02.1810)

Английский физик и химик, член Лондонского королевского общества. Разработал методику собирания, очистки и изучения газов, с помощью чего ему удалось получить в чистом виде водород и углекислый газ, установить их удельный вес и другие свойства. Определил состав воздуха. Установил химический состав воды. С помощью электрической искры получил окислы азота и исследовал их свойства.

ЛАВУАЗЬЕ Антуан Лоран
(26.08.1743 — 08.05.1794)

Французский химик, член Парижской академии наук. На свои средства построил и оборудовал химическую лабораторию, ставшую научным центром Парижа. Один из основоположников химии как науки. Установил, что кислород является простым веществом, и предложил его современное международное название. Его опыты по сжиганию разных веществ стали основой для разработки кислородной теории горения. Доказал, что процесс дыхания сродни процессу горения, что образование углекислого газа является главным источником теплоты в живом организме. Доказал, что вода — сложное вещество. Создал первую классификацию химических элементов «Таблица простых тел». Один из основателей термохимии. Совместно с П. Лапласом изобрёл ледяной калориметр.



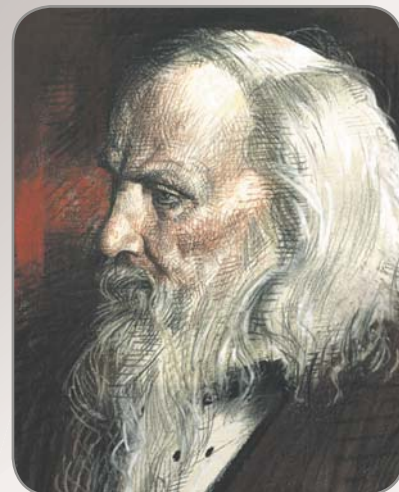
ЛОМОНОСОВ Михаил Васильевич
(19.11.1711 — 15.04.1765)

Русский учёный-энциклопедист, академик Петербургской императорской академии наук. Художник, поэт, основатель современного русского стихосложения. В области химии доказал равенство суммарной массы исходных веществ суммарной массе продуктов химической реакции (закон сохранения массы веществ при химических реакциях). Основатель первой в России химической лаборатории и Московского университета. Создатель многих химических производств в России: неорганических красителей, глазурей, стекла. Разработал технологию получения цветных стёкол. Обнаружил понижение температуры раствора при растворении солей в воде и понижение температуры замерзания растворов солей по сравнению с температурой замерзания растворителя. Дал классификацию металлов и описал способы их получения.



МЕНДЕЛЕЕВ Дмитрий Иванович
(08.02.1834 — 02.02.1907)

Русский учёный-энциклопедист. Решил проблему классификации химических элементов и открыл периодический закон, на основании которого предсказал существование неизвестных в то время химических элементов и дал подробное описание свойств простых и сложных веществ, образованных этими химическими элементами. Автор фундаментального труда «Основы химии», методические идеи которого послужили основой для разработки учебников неорганической химии для средней и высшей школы. В результате изучения растворов разработал гидратную теорию растворов. Предложил одну из первых гипотез радиоактивности.





ПОЛИНГ Лайнус Карл
(28.02.1901 — 19.08.1994)

Американский физик и химик, общественный деятель, иностранный член РАН с 1991 г., иностранный член АН СССР с 1958 г. Автор первых фундаментальных исследований по применению квантовой механики к изучению химической связи. Рассчитал величины ионных радиусов и составил их таблицы, сформулировал некоторые общие правила образования ионных кристаллических структур. Объяснил направленность валентностей. Удостоен в 1954 г. Нобелевской премии по химии за исследования природы химической связи и определение структуры белков. Выступал против испытаний ядерного оружия. В 1962 г. удостоен Нобелевской премии мира.



ПРИСТЛИ Джозеф
(13.03.1733 — 06.02.1804)

Английский химик и философ, член Лондонского королевского общества. Один из основоположников исследования газов. Изучал «воздух, испорченный горением или дыханием» (углекислый газ), «соляно-кислый воздух» (хлороводород), «селитряный воздух» (оксид азота(I)), «щелочной воздух» (аммиак). В 1774 г. открыл кислород, но даже не попытался доказать, что это новое простое вещество.



ПРУСТ Жозеф Луи
(26.09.1754 — 05.07.1826)

Французский химик, член Парижской академии наук. Первым предложил термин «гидрат» и ввёл в науку представление о гидроксидах металлов. Получил глюкозу из виноградного сока, открыл оксид меди(I), исследовал свойства камфоры, крахмала, сахара. В результате изучения состава оксидов, хлоридов и сульфидов различных металлов пришёл к открытию закона постоянства состава веществ, названного его именем.



ФАРАДЕЙ Майкл
(22.09.1791 — 25.08.1867)

Английский физик и химик, член Лондонского королевского общества. Впервые получил в жидком состоянии хлор. Открыл бензол, изучил его физические и некоторые химические свойства. Один из первых исследователей каталитических реакций. Проводил эксперименты по исследованию прохождения тока через растворы кислот, солей и щелочей, результатом которых стало открытие законов электролиза (законы Фарадея). Основоположник учения об электромагнитном поле. Ввёл в науку понятия: катод, анод, ионы, электролиз, электроды — изобрёл вольтметр. Член многих академий наук и научных обществ. Иностраный член Петербургской АН (с 1831 г.).

ФЁДОРОВ Евграф Степанович
(22.12.1853 — 21.05.1919)

Русский кристаллограф, минералог и математик. Один из основоположников современной структурной кристаллографии. Описал симметрии всего разнообразия кристаллических структур. Изучил и описал многие природные и искусственные кристаллы, установил несколько новых минеральных видов и горных пород. Создал универсальный прибор для кристаллооптических измерений — фёдоровский столик. Более поздние его работы в области кристаллографии посвящены разработке кристаллохимического анализа — метода определения состава кристаллических веществ. Проводил геологические исследования Северного Урала.

ФРАНКЛЕНД (Франкланд) Эдуард
(18.01.1825 — 09.08.1899)

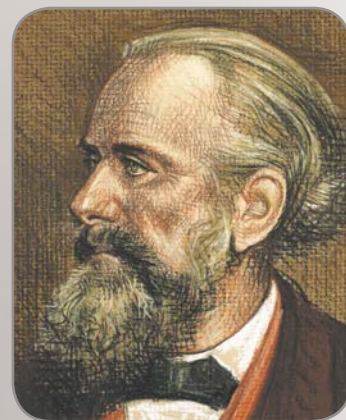
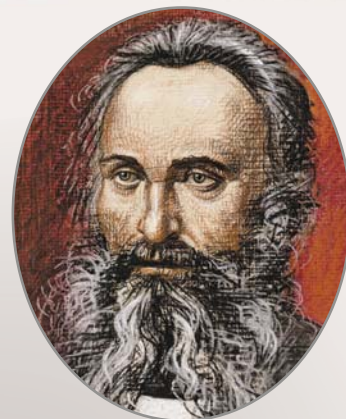
Английский химик, член Лондонского королевского общества. В 1858 г. ввёл понятие «соединительная сила», которое позднее было заменено понятием «валентность». Установил, что фосфор, мышьяк и сурьма могут быть трёх- и пентавалентными. Исследовал влияние атмосферного давления на процессы горения. Основные направления исследований связаны с органической химией.

ШЕЕЛЕ Карл Вильгельм
(09.12.1742 — 21.05.1786)

Шведский химик, член Королевской шведской академии наук. Получил в свободном состоянии множество простых и сложных веществ: хлор, марганец, молибден, вольфрам, оксид бария, сероводород, почти половину известных в XVIII в. органических веществ. Один из трёх первооткрывателей кислорода, но, как и Пристли, не придал значения своему открытию, практически не изучил свойства нового простого вещества.

ЭРСТЕД Ханс Кристиан
(14.08.1777 — 09.03.1851)

Датский физик, исследователь электромагнетизма. Установил связь между электрическими и магнитными явлениями в опытах по отклонению магнитной стрелки под действием проводника с током. Эти явления были названы электромагнетизмом. Первым предположил, что свет имеет электромагнитную природу. Его исследования также были направлены на изучение сжимаемости жидкостей. Для проведения своих экспериментов он использовал изобретённый им пьезометр. Первым (1825) получил относительно чистый алюминий. Почётный член Петербургской АН (с 1830 г.).



СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ

А

Адсорбент — вещество, как правило, обладающее кристаллически-пористой структурой, на поверхности которого происходит явление адсорбции.

Адсорбция — процесс поглощения какого-либо вещества из газообразной среды или раствора поверхностным слоем твёрдого тела или жидкости.

Аллотропия — явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ.

Анион — отрицательно заряженный ион, в электрическом поле перемещающийся к положительно заряженному электроду — аноду.

Атом — в атомно-молекулярном учении: мельчайшая химически неделимая частица вещества.

Атомная кристаллическая решётка — решётка, в узлах которой находятся атомы, соединённые ковалентными связями.

В

Валентность — число общих электронных пар, которые данный атом образует с другими атомами.

Г

Галогеноводороды — химические соединения галогенов с водородом.

Галогениды — соединения галогенов с другими менее электроотрицательными элементами. К галогенидам относят фториды, хлориды, бромиды, иодиды.

Гидратация — присоединение воды к молекулам, атомам или ионам.

Гидратированные ионы — ионы, химически связанные с молекулами воды.

Гидрокарбонаты — кислые соли угольной кислоты.

Д

Донорно-акцепторный механизм — это способ образования ковалентной химической связи между двумя атомами или группой атомов, осуществляемый за счёт неподелённой пары электронов атома-донора и свободной орбитали атома-акцептора.

И

Ингибиторы — вещества, снижающие скорость химической реакции.

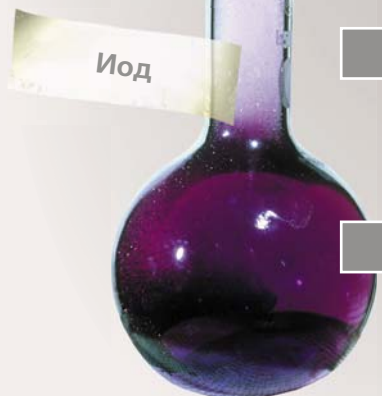
Иод — химический элемент с порядковым номером 53; простое вещество — галоген.

Алмаз

Графит

Хлорид
хрома

Иод



Ион — заряженная частица, образующаяся из атома или группы атомов в результате потери одного или нескольких собственных электронов либо приобретения одного или нескольких чужих электронов.

Ионная кристаллическая решётка — решётка, в узлах которой чередуются катионы и анионы, удерживаемые друг около друга силами электростатического притяжения.

Ионная связь — химическая связь между ионами.

Карбонаты — соли угольной кислоты.

Катализ — процесс, заключающийся в изменении скорости химических реакций в присутствии веществ, называемых катализаторами.

Катализаторы — вещества, изменяющие скорость химической реакции.

Каталитическая реакция — реакция, протекающая в присутствии катализаторов.

Катион — положительно заряженный ион, в электрическом поле перемещающийся к отрицательно заряженному электроду — катоду.

Кислота — в атомно-молекулярном учении: сложное вещество, образованное атомами водорода, способными замещаться атомами металлов, и кислотным остатком.

Кислотность (основания) — в атомно-молекулярном учении: число гидроксильных групп в молекуле основания.

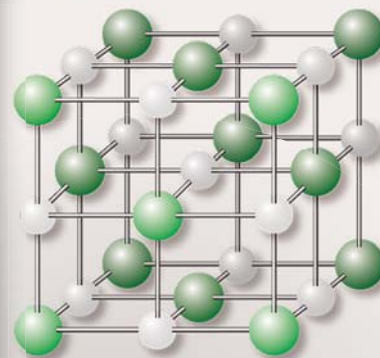
Кислотный остаток — в атомно-молекулярном учении: часть молекулы кислоты, которая в неизменном виде переходит в молекулу соли.

Ковалентная связь — химическая связь между атомами, осуществляемая с помощью общих электронных пар.

Ковалентная неполярная связь — химическая связь между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

Ковалентная полярная связь — химическая связь между атомами с разной электроотрицательностью.

Кристаллическая решётка — совокупность точек пространства, в которых располагаются частицы, образующие кристалл.



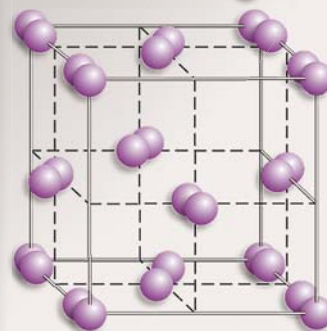
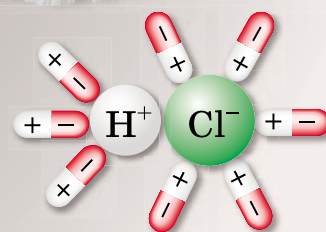
К



Карбонат марганца



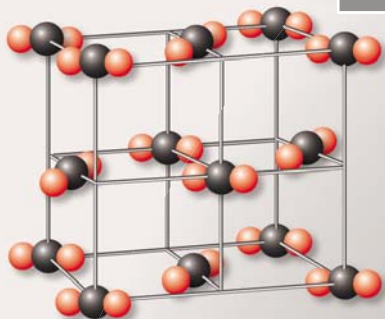
Борная кислота



Оксид кремния



М



Н

Гидроксид натрия

О



Р

Кристаллы — твёрдые тела, имеющие естественную форму правильных многогранников.

Кристаллогидраты — вещества, содержащие в кристаллической решётке наряду с собственными молекулами или ионами молекулы воды.

Молекула — в атомно-молекулярном учении: мельчайшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства.

Молекулярная кристаллическая решётка — решётка, в узлах которой находятся молекулы, удерживаемые вместе посредством слабых межмолекулярных сил.

Молярная концентрация — концентрация, которая выражается числом молей в одном литре раствора.

Неэлектролиты — вещества или их смеси, которые не проводят электрический ток.

Обратимая химическая реакция — реакция, которая может протекать как в прямом, так и в обратном направлении.

Окислительно-восстановительные реакции — химические реакции, которые протекают с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Основание — в атомно-молекулярном учении: сложное вещество, образованное атомами металла и одной или несколькими гидроксильными группами.

Основность (кислоты) — в атомно-молекулярном учении: число атомов водорода в молекуле кислоты, которые могут замещаться атомами металла.

Раствор — гомогенная смесь, состоящая из двух и более компонентов, состав которых в определённых пределах может непрерывно изменяться.

Растворимость — масса вещества (как правило, в граммах), которую можно растворить в 100 г растворителя (как правило, воды).

Реакции замещения — реакции между сложным и простым веществами, в результате которых образуются новое простое и новое сложное вещества.

Реакции ионного обмена — химические реакции, в которых вещества обмениваются между собой ионами.

Реакции обмена — реакции между двумя сложными веществами, в ходе которых сложные вещества обмениваются своими составными частями.

Реакции разложения — реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ.

Реакции соединения — реакции, в результате которых из нескольких веществ образуется одно новое вещество.

Скорость химической реакции — величина, с помощью которой изучают механизмы химических реакций и закономерности их протекания во времени.

Соль — в атомно-молекулярном учении: сложное вещество, образованное атомами металла и кислотным остатком.

Степень окисления — заряд, который приобрёл бы атом, если бы все химические связи в молекуле были чисто ионными, т.е. если бы все электронные пары, участвующие в образовании химических связей, сместились в сторону более электроотрицательного атома.

Химическое равновесие — такое состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны.

Химическая связь — взаимодействие атомов, обуславливающее их соединение в молекулы и кристаллы.

Химическое уравнение — способ описания химической реакции с помощью химических формул веществ и специальных знаков.

Экзотермические реакции — реакции, происходящие с выделением теплоты.

Электролитическая диссоциация — процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении.

Электролиты — вещества или их смеси, которые проводят электрический ток.

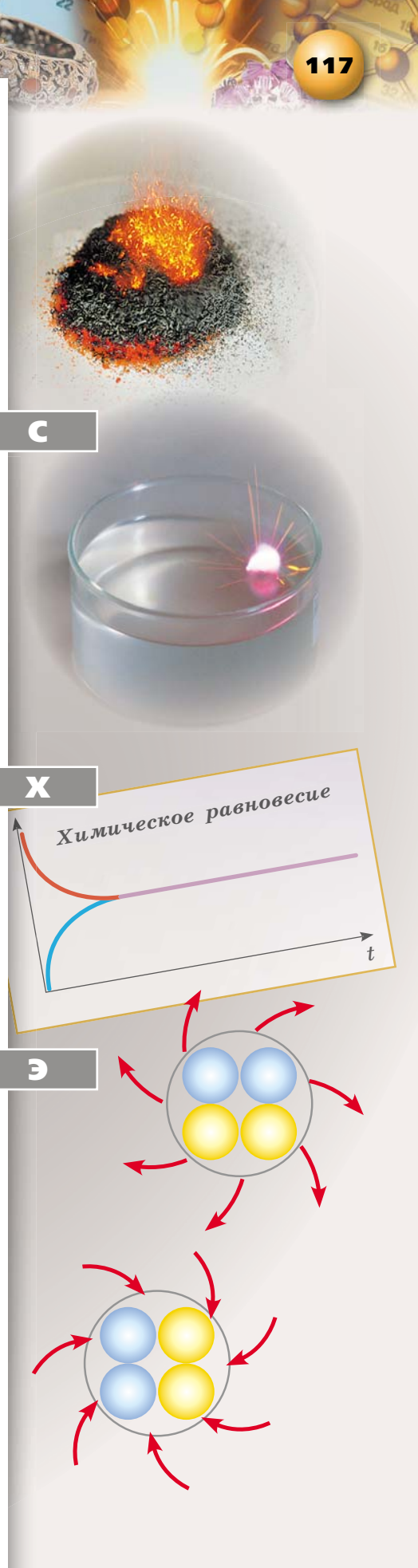
Электроотрицательность — условно-относительная величина, показывающая стремление данного атома оттягивать на себя электроны при его химическом связывании с другим атомом.

Эндотермические реакции — реакции, происходящие с поглощением теплоты.

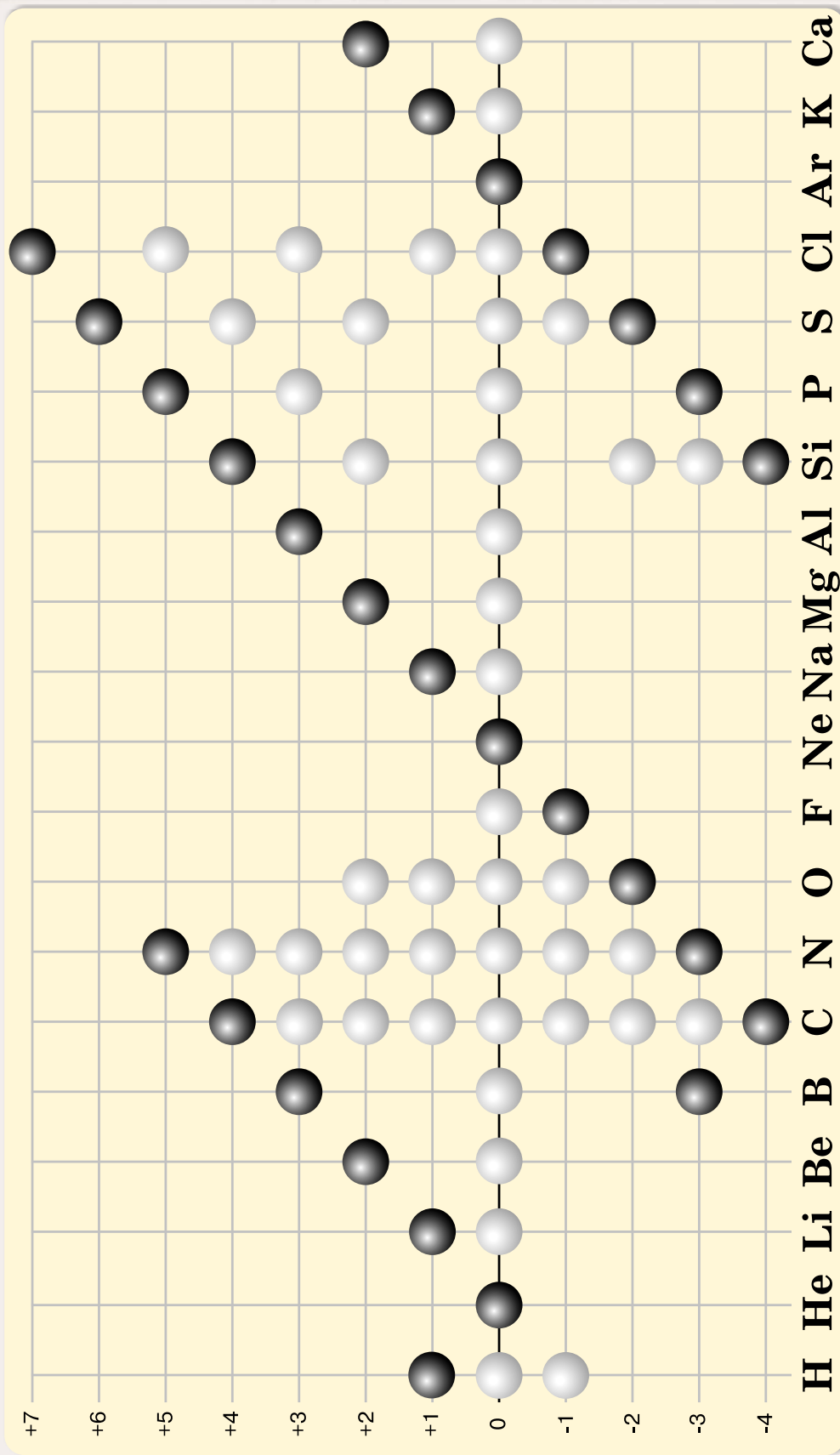
С

Х

Э



СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕМЕНТОВ



— наиболее характерная степень окисления элемента



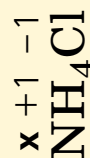
— возможная степень окисления элемента

РАСЧЁТ

СТЕПЕНИ

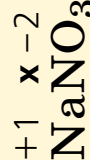
ОКИСЛЕНИЯ

ЭЛЕМЕНТОВ



$$1x + 4 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) = 0$$

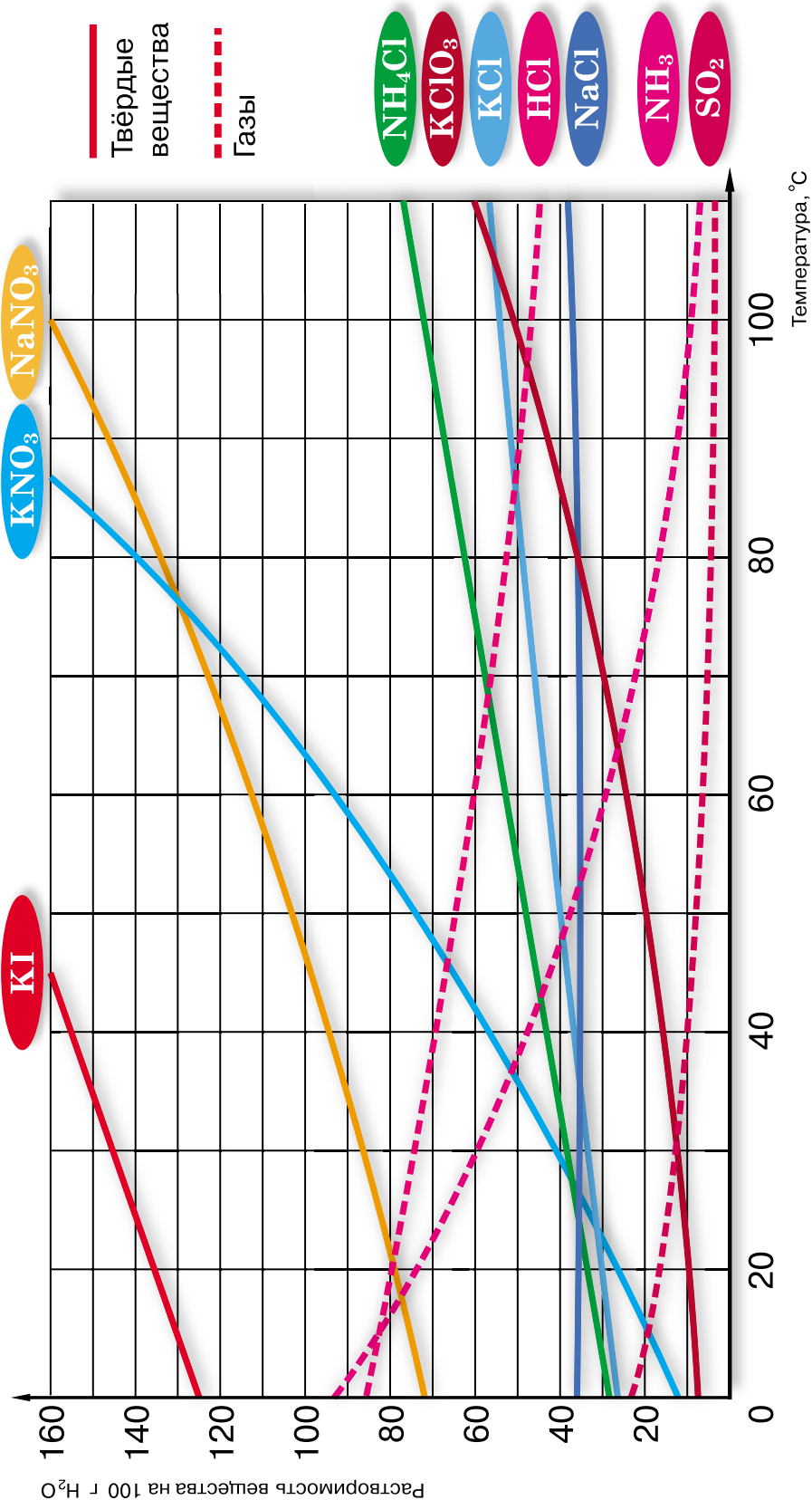
$$x = -3$$



$$1 \cdot (+1) + 1x + 3 \cdot (-2) = 0$$

$$x = +5$$

КРИВЫЕ РАСТВОРИМОСТИ ВЕЩЕСТВ



РАСЧЁТ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

$$C = \frac{n}{V}$$

C — молярная концентрация
 n — количество растворённого вещества
 V — общий объём раствора

РАСЧЁТ МАССОВОЙ ДОЛИ ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ

$$w = \frac{m(v-va)}{m(p-pa)}$$

w — массовая доля растворённого вещества в растворе
 $m(v-va)$ — масса растворённого вещества
 $m(p-pa)$ — масса раствора

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

АНИОН	РЕАКТИВ	РЕЗУЛЬТАТ РЕАКЦИИ
SO_4^{2-}	соли бария Ba^{2+}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$ белый осадок
NO_3^-	H_2SO_4 (конц.) и Cu	$\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ выделение бурого газа
PO_4^{3-}	нитрат серебра Ag^+	$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ ярко-жёлтый осадок
CrO_4^{2-}	соли бария Ba^{2+}	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4\downarrow$ жёлтый осадок
S^{2-}	соли свинца (нитрат) Pb^{2+}	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$ чёрный осадок
CO_3^{2-}	растворы кислот H^+	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
SO_3^{2-}	растворы кислот H^+	$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$ выделение газа с характерным запахом, вызывающего помутнение раствора KMnO_4
Cl^-	нитрат серебра Ag^+	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}\downarrow$ белый (творожистый) осадок
F^-	хлорид кальция Ca^{2+}	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- \rightarrow \text{CaF}_2\downarrow$ белый осадок
Br^-	нитрат серебра Ag^+	$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr}\downarrow$ светло-жёлтый осадок
I^-	нитрат серебра Ag^+	$\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI}\downarrow$ тёмно-жёлтый осадок

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

КАТИОН	ВОЗДЕЙСТВИЕ ИЛИ РЕАКТИВ	НАБЛЮДАЕМАЯ РЕАКЦИЯ
Li^+	пламя	красное окрашивание
Na^+	пламя	жёлтое окрашивание
K^+	пламя	фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	1. пламя 2. CO_3^{2-}	1. кирпично-красное окрашивание 2. $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$ белый осадок
Ba^{2+}	1. пламя 2. SO_4^{2-}	1. жёлто-зелёное окрашивание 2. $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$ белый (мелкокристаллический) осадок
Cu^{2+}	1. пламя 2. вода 3. щёлочь	1. зелёное окрашивание 2. гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску 3. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ синий осадок
Ag^+	Cl^-	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ белый (творожистый) осадок
Al^{3+}	щёлочь OH^- (амфотерные свойства гидроксида)	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$ желеобразный осадок белого цвета, растворяется в избытке щёлочи
NH_4^+	щёлочь OH^-	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ выделение газа с резким запахом
Fe^{2+}	1. щёлочь OH^- 2. красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	1. $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ зеленоватый осадок, буреет на воздухе 2. $3\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow 3\text{KFe}[\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\text{CN})_6] + 6\text{K}^+$ синий осадок
Fe^{3+}	1. щёлочь OH^- 2. роданид аммония NH_4SCN 3. жёлтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	1. $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ бурый осадок 2. $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- = \text{Fe}(\text{SCN})_3\downarrow$ кроваво-красный осадок 3. $4\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 4\text{Fe}^{3+} + 12\text{K}^+ + 4\text{KFe}[\overset{\text{III}}{\text{Fe}}(\overset{\text{II}}{\text{CN}})_6]$ тёмно-синий осадок

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Катион Анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺
OH ⁻	18	35	40	56	58	74	171	78	241	98	—	99	—	103	71	90	107	93
F ⁻	16	—	62	94	40	56	153	102	223	—	232	81	217	152	71	72	160	75
Cl ⁻	36,5	53,5	58,3	74,5	95	111	208	133,5	278	135	143,5	136	272	158,5	126	127	162,5	130
Br ⁻	81	98	103	119	184	200	297	267	367	224	188	225	361	292	215	216	296	219
I ⁻	128	145	150	166	278	294	391	408	461	—	235	319	455	433	309	310	—	313
S ²⁻	34	68	78	110	56	72	169	150	239	96	248	97	233	200	87	88	—	91
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	148	164	261	213	331	188	170	189	325	238	179	180	242	121
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	104	120	217	—	287	144	296	145	—	—	135	136	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	120	136	233	342	303	160	312	161	297	392	151	152	400	155
PO ₄ ³⁻	98	—	164	212	262	310	601	122	811	382	419	385	793	147	355	358	151	249
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	84	100	197	—	267	124	276	125	—	—	115	116	—	119
SiO ₃ ²⁻	78	—	122	154	100	116	213	282	283	170	—	141	—	—	131	132	340	135
CH ₃ COO ⁻	61	78	83	99	144	160	257	207	327	184	168	185	321	232	175	176	—	177

— вещество не получено

РАСЧЁТ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ВЕЩЕСТВА

$$M_r(A_x B_y C_z) = x \cdot A_r(A) + y \cdot A_r(B) + z \cdot A_r(C)$$

M_r — относительная молекулярная масса вещества

x, y, z — индексы в формуле вещества

$\left. \begin{array}{l} A_r(A) \\ A_r(B) \\ A_r(C) \end{array} \right\}$ — относительные атомные массы
элементов A, B, C

РАСЧЁТ МАССОВОЙ ДОЛИ ЭЛЕМЕНТА В ВЕЩЕСТВЕ

$$w(X) = \frac{n \cdot A_r(X)}{M_r}$$

w — массовая доля элемента X в веществе

n — число атомов элемента X в веществе

A_r — относительная атомная масса элемента X

M_r — относительная молекулярная масса вещества

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

1 1,00794 H Водород	2 4,002602 He Гелий	3 6,941 Li Литий	4 9,01218 Be Бериллий	5 10,811 B Бор	6 12,011 C Углерод	7 14,0067 N Азот	8 15,9994 O Кислород	9 18,998403 F Фтор	10 20,179 Ne Неон	11 22,98977 Na Натрий	12 24,305 Mg Магний	13 26,98154 Al Алюминий	14 28,0855 Si Кремний	15 30,97376 P Фосфор	16 32,066 S Сера	17 35,453 Cl Хлор	18 39,948 Ar Аргон	19 39,0983 K Калий	20 40,078 Ca Кальций	21 44,9559 Sc Скандий	22 47,88 Ti Титан	23 50,9415 V Ванадий	24 51,9961 Cr Хром	25 54,9380 Mn Марганец	26 55,847 Fe Железо	27 58,9332 Co Кобальт	28 58,69 Ni Никель	29 63,546 Cu Медь	30 65,39 Zn Цинк	31 69,723 Ga Галлий	32 72,59 Ge Германий	33 74,9216 As Мышьяк	34 78,96 Se Селен	35 79,904 Br Бром	36 83,80 Kr Криптон	37 85,4678 Rb Рубидий	38 87,62 Sr Стронций	39 88,9059 Y Иттрий	40 91,22 Zr Цирконий	41 92,9064 Nb Ниобий	42 95,94 Mo Молибден	43 98,9062 Tc Технеций	44 101,07 Ru Рутений	45 102,9055 Rh Родий	46 106,42 Pd Палладий	47 107,8682 Ag Серебро	48 112,41 Cd Кадмий	49 114,82 In Индий	50 118,710 Sn Олово	51 121,75 Sb Сурьма	52 127,60 Te Теллур	53 126,9045 I Иод	54 131,29 Xe Ксенон	55 132,9054 Cs Цезий	56 137,33 Ba Барий	57 138,9055 La Лантан	58 140,12 Ce Церий	59 140,9077 Pr Прозеродим	60 144,24 Nd Неодим	61 145 Pm Прометий	62 150,36 Sm Самарий	63 151,96 Eu Европий	64 157,25 Gd Гадолиний	65 158,9254 Tb Тербий	66 162,50 Dy Диспрозий	67 164,9304 Ho Гольмий	68 167,26 Er Эрбий	69 168,9342 Tm Тулий	70 173,04 Yb Иттербий	71 174,967 Lu Лютеций	72 175,04 Hf Гафний	73 178,49 Ta Тантал	74 180,9479 W Вольфрам	75 186,207 Re Рений	76 187,85 Os Осмий	77 192,22 Ir Иридий	78 195,08 Pt Платина	79 196,9665 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	81 204,383 Tl Таллий	82 207,2 Pb Свинец	83 208,9804 Bi Висмут	84 209 Po Полоний	85 210 At Астат	86 222 Rn Радон	87 [223] Fr Франций	88 [226] Ra Радий	89 [227] Ac Актиний	90 232,0377 Th Торий	91 [231] Pa Протактиний	92 238,0289 U Уран	93 [237] Np Нептуний	94 [244] Pu Плутоний	95 [243] Am Америций	96 [247] Cm Кюрий	97 [247] Bk Берклий	98 [251] Cf Калифорний	99 [252] Es Эйнштейний	100 [257] Fm Фермий	101 [258] Md Менделевий	102 [259] No Нобелий	103 [260] Lr Лоуренсий	104 [261] Rf Резерфордий	105 [262] Db Дубний	106 [266] Sg Сибгрий	107 [267] Bh Борий	108 [269] Hs Хассий	109 [268] Mt Мейтнерий	110 [269] Ds Дармштадтий	111 [281] Rg Рентгений	112 [285] Cn Коперниций	113 [286] Nh Нихоний	114 [289] Fl Флеровий	115 [288] Mc Московский	116 [293] Lv Ливерморий	117 [294] Ts Тиннесон	118 [294] Og Оганесон	119 [295] Uu Унунвений	120 [296] Uub Унундвений	121 [297] Uut Унунтрий	122 [298] Uuq Унунквений	123 [299] Uuh Унунгений	124 [300] Uuhs Унуншестей	125 [301] Uus Унунседей	126 [302] Uuhc Унунгексей	127 [303] Uuhz Унунзетей	128 [304] Uuht Унунтетей	129 [305] Uuhq Унункветей	130 [306] Uuhv Унуншестей	131 [307] Uuhw Унуншестей	132 [308] Uuhx Унуншестей	133 [309] Uuhy Унуншестей	134 [310] Uuhz Унуншестей	135 [311] Uuhz Унуншестей	136 [312] Uuhz Унуншестей	137 [313] Uuhz Унуншестей	138 [314] Uuhz Унуншестей	139 [315] Uuhz Унуншестей	140 [316] Uuhz Унуншестей	141 [317] Uuhz Унуншестей	142 [318] Uuhz Унуншестей	143 [319] Uuhz Унуншестей	144 [320] Uuhz Унуншестей	145 [321] Uuhz Унуншестей	146 [322] Uuhz Унуншестей	147 [323] Uuhz Унуншестей	148 [324] Uuhz Унуншестей	149 [325] Uuhz Унуншестей	150 [326] Uuhz Унуншестей	151 [327] Uuhz Унуншестей	152 [328] Uuhz Унуншестей	153 [329] Uuhz Унуншестей	154 [330] Uuhz Унуншестей	155 [331] Uuhz Унуншестей	156 [332] Uuhz Унуншестей	157 [333] Uuhz Унуншестей	158 [334] Uuhz Унуншестей	159 [335] Uuhz Унуншестей	160 [336] Uuhz Унуншестей	161 [337] Uuhz Унуншестей	162 [338] Uuhz Унуншестей	163 [339] Uuhz Унуншестей	164 [340] Uuhz Унуншестей	165 [341] Uuhz Унуншестей	166 [342] Uuhz Унуншестей	167 [343] Uuhz Унуншестей	168 [344] Uuhz Унуншестей	169 [345] Uuhz Унуншестей	170 [346] Uuhz Унуншестей	171 [347] Uuhz Унуншестей	172 [348] Uuhz Унуншестей	173 [349] Uuhz Унуншестей	174 [350] Uuhz Унуншестей	175 [351] Uuhz Унуншестей	176 [352] Uuhz Унуншестей	177 [353] Uuhz Унуншестей	178 [354] Uuhz Унуншестей	179 [355] Uuhz Унуншестей	180 [356] Uuhz Унуншестей	181 [357] Uuhz Унуншестей	182 [358] Uuhz Унуншестей	183 [359] Uuhz Унуншестей	184 [360] Uuhz Унуншестей	185 [361] Uuhz Унуншестей	186 [362] Uuhz Унуншестей	187 [363] Uuhz Унуншестей	188 [364] Uuhz Унуншестей	189 [365] Uuhz Унуншестей	190 [366] Uuhz Унуншестей	191 [367] Uuhz Унуншестей	192 [368] Uuhz Унуншестей	193 [369] Uuhz Унуншестей	194 [370] Uuhz Унуншестей	195 [371] Uuhz Унуншестей	196 [372] Uuhz Унуншестей	197 [373] Uuhz Унуншестей	198 [374] Uuhz Унуншестей	199 [375] Uuhz Унуншестей	200 [376] Uuhz Унуншестей	201 [377] Uuhz Унуншестей	202 [378] Uuhz Унуншестей	203 [379] Uuhz Унуншестей	204 [380] Uuhz Унуншестей	205 [381] Uuhz Унуншестей	206 [382] Uuhz Унуншестей	207 [383] Uuhz Унуншестей	208 [384] Uuhz Унуншестей	209 [385] Uuhz Унуншестей	210 [386] Uuhz Унуншестей	211 [387] Uuhz Унуншестей	212 [388] Uuhz Унуншестей	213 [389] Uuhz Унуншестей	214 [390] Uuhz Унуншестей	215 [391] Uuhz Унуншестей	216 [392] Uuhz Унуншестей	217 [393] Uuhz Унуншестей	218 [394] Uuhz Унуншестей	219 [395] Uuhz Унуншестей	220 [396] Uuhz Унуншестей	221 [397] Uuhz Унуншестей	222 [398] Uuhz Унуншестей	223 [399] Uuhz Унуншестей	224 [400] Uuhz Унуншестей	225 [401] Uuhz Унуншестей	226 [402] Uuhz Унуншестей	227 [403] Uuhz Унуншестей	228 [404] Uuhz Унуншестей	229 [405] Uuhz Унуншестей	230 [406] Uuhz Унуншестей	231 [407] Uuhz Унуншестей	232 [408] Uuhz Унуншестей	233 [409] Uuhz Унуншестей	234 [410] Uuhz Унуншестей	235 [411] Uuhz Унуншестей	236 [412] Uuhz Унуншестей	237 [413] Uuhz Унуншестей	238 [414] Uuhz Унуншестей	239 [415] Uuhz Унуншестей	240 [416] Uuhz Унуншестей	241 [417] Uuhz Унуншестей	242 [418] Uuhz Унуншестей	243 [419] Uuhz Унуншестей	244 [420] Uuhz Унуншестей	245 [421] Uuhz Унуншестей	246 [422] Uuhz Унуншестей	247 [423] Uuhz Унуншестей	248 [424] Uuhz Унуншестей	249 [425] Uuhz Унуншестей	250 [426] Uuhz Унуншестей	251 [427] Uuhz Унуншестей	252 [428] Uuhz Унуншестей	253 [429] Uuhz Унуншестей	254 [430] Uuhz Унуншестей	255 [431] Uuhz Унуншестей	256 [432] Uuhz Унуншестей	257 [433] Uuhz Унуншестей	258 [434] Uuhz Унуншестей	259 [435] Uuhz Унуншестей	260 [436] Uuhz Унуншестей	261 [437] Uuhz Унуншестей	262 [438] Uuhz Унуншестей	263 [439] Uuhz Унуншестей	264 [440] Uuhz Унуншестей	265 [441] Uuhz Унуншестей	266 [442] Uuhz Унуншестей	267 [443] Uuhz Унуншестей	268 [444] Uuhz Унуншестей	269 [445] Uuhz Унуншестей	270 [446] Uuhz Унуншестей	271 [447] Uuhz Унуншестей	272 [448] Uuhz Унуншестей	273 [449] Uuhz Унуншестей	274 [450] Uuhz Унуншестей	275 [451] Uuhz Унуншестей	276 [452] Uuhz Унуншестей	277 [453] Uuhz Унуншестей	278 [454] Uuhz Унуншестей	279 [455] Uuhz Унуншестей	280 [456] Uuhz Унуншестей	281 [457] Uuhz Унуншестей	282 [458] Uuhz Унуншестей	283 [459] Uuhz Унуншестей	284 [460] Uuhz Унуншестей	285 [461] Uuhz Унуншестей	286 [462] Uuhz Унуншестей	287 [463] Uuhz Унуншестей	288 [464] Uuhz Унуншестей	289 [465] Uuhz Унуншестей	290 [466] Uuhz Унуншестей	291 [467] Uuhz Унуншестей	292 [468] Uuhz Унуншестей	293 [469] Uuhz Унуншестей	294 [470] Uuhz Унуншестей	295 [471] Uuhz Унуншестей	296 [472] Uuhz Унуншестей	297 [473] Uuhz Унуншестей	298 [474] Uuhz Унуншестей	299 [475] Uuhz Унуншестей	300 [476] Uuhz Унуншестей	301 [477] Uuhz Унуншестей	302 [478] Uuhz Унуншестей	303 [479] Uuhz Унуншестей	304 [480] Uuhz Унуншестей	305 [481] Uuhz Унуншестей	306 [482] Uuhz Унуншестей	307 [483] Uuhz Унуншестей	308 [484] Uuhz Унуншестей	309 [485] Uuhz Унуншестей	310 [486] Uuhz Унуншестей	311 [487] Uuhz Унуншестей	312 [488] Uuhz Унуншестей	313 [489] Uuhz Унуншестей	314 [490] Uuhz Унуншестей	315 [491] Uuhz Унуншестей	316 [492] Uuhz Унуншестей	317 [493] Uuhz Унуншестей	318 [494] Uuhz Унуншестей	319 [495] Uuhz Унуншестей	320 [496] Uuhz Унуншестей	321 [497] Uuhz Унуншестей	322 [498] Uuhz Унуншестей	323 [499] Uuhz Унуншестей	324 [500] Uuhz Унуншестей	325 [501] Uuhz Унуншестей	326 [502] Uuhz Унуншестей	327 [503] Uuhz Унуншестей	328 [504] Uuhz Унуншестей	329 [505] Uuhz Унуншестей	330 [506] Uuhz Унуншестей	331 [507] Uuhz Унуншестей	332 [508] Uuhz Унуншестей	333 [509] Uuhz Унуншестей	334 [510] Uuhz Унуншестей	335 [511] Uuhz Унуншестей	336 [512] Uuhz Унуншестей	337 [513] Uuhz Унуншестей	338 [514] Uuhz Унуншестей	339 [515] Uuhz Унуншестей	340 [516] Uuhz Унуншестей	341 [517] Uuhz Унуншестей	342 [518] Uuhz Унуншестей	343 [519] Uuhz Унуншестей	344 [520] Uuhz Унуншестей	345 [521] Uuhz Унуншестей	346 [522] Uuhz Унуншестей	347 [523] Uuhz Унуншестей	348 [524] Uuhz Унуншестей	349 [525] Uuhz Унуншестей	350 [526] Uuhz Унуншестей	351 [527] Uuhz Унуншестей	352 [528] Uuhz Унуншестей	353 [529] Uuhz Унуншестей	354 [530] Uuhz Унуншестей	355 [531] Uuhz Унуншестей	356 [532] Uuhz Унуншестей	357 [533] Uuhz Унуншестей	358 [534] Uuhz Унуншестей	359 [535] Uuhz Унуншестей	360 [536] Uuhz Унуншестей	361 [537] Uuhz Унуншестей	362 [538] Uuhz Унуншестей	363 [539] Uuhz Унуншестей	364 [540] Uuhz Унуншестей	365 [541] Uuhz Унуншестей	366 [542] Uuhz Унуншестей	367 [543] Uuhz Унуншестей	368 [544] Uuhz Унуншестей	369 [545] Uuhz Унуншестей	370 [546] Uuhz Унуншестей	371 [547] Uuhz Унуншестей	372 [548] Uuhz Унуншестей	373 [549] Uuhz Унуншестей	374 [550] Uuhz Унуншестей	375 [551] Uuhz Унуншестей	376 [552] Uuhz Унуншестей	377 [553] Uuhz Унуншестей	378 [554] Uuhz Унуншестей	379 [555] Uuhz Унуншестей	380 [556] Uuhz Унуншестей	381 [557] Uuhz Унуншестей	382 [558] Uuhz Унуншестей	383 [559] Uuhz Унуншестей	384 [560] Uuhz Унуншестей	385 [561] Uuhz Унуншестей	386 [562] Uuhz Унуншестей	387 [563] Uuhz
-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------------	---	---------------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	--	-------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--	--------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	--	-------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	---	-------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--	---------------------------------------	--	--	------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	--	-------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	---	------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--	--	-------------------------------------	---	--------------------------------------	--	--	-------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	--	--	--	---	--------------------------------------	---------------------------------------	---	---	---------------------------------------	---------------------------------------	--	--	--	--	---	---	---	---	--	--	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	-----------------------------

СЛОВАРЬ ТРИВИАЛЬНЫХ НАЗВАНИЙ ВЕЩЕСТВ

Тривиальное название	Современное научное название	Химическая формула
Алебастр	Сульфат кальция	$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Алмаз	Углерод	C
Аммиак	Нитрид водорода	NH_3
Аммиачная селитра	Нитрат аммония	NH_4NO_3
Барит	Сульфат бария	BaSO_4
Бертолетова соль	Хлорат калия	KClO_3
Бишофит	Хлорид магния	$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Веселящий газ	Оксид азота(I)	N_2O
Гашёная известь	Гидроксид кальция (тв.)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Гипс	Сульфат кальция	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль	Сульфат натрия	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Глёт свинцовый	Оксид свинца(II)	PbO
Глинозём	Оксид алюминия	Al_2O_3
Горный хрусталь	Оксид кремния	SiO_2
Горькая соль	Сульфат магния	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Графит	Углерод	C
Двойной суперфосфат	Дигидрофосфат кальция	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Доломит	Карбонаты кальция и магния	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
Едкий натр	Гидроксид натрия	NaOH
Едкое кали	Гидроксид калия	KOH
Железный колчедан	Дисульфид железа(II)	FeS_2
Железный купорос	Гептагидрат сульфата железа(II)	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Жёлтая кровавая соль	Тригидрат гекса-цианоферрата(II) калия	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$



Тривиальное название	Современное научное название	Химическая формула
Жжёная магнезия	Оксид магния	MgO
Жидкое стекло	Силикат натрия (р.)	Na_2SiO_3
Известковая вода	Гидроксид кальция (р.)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Известняк	Карбонат кальция	CaCO_3
Индийская селитра	Нитрат калия	KNO_3
Кальцинированная сода	Карбонат натрия	Na_2CO_3
Каменная соль	Хлорид натрия	NaCl
Кварц	Оксид кремния	SiO_2
Киноварь	Сульфид ртути(II)	HgS
Кобальтовый купорос	Гептагидрат сульфата кобальта(II)	$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Красная кровяная соль	Гексациано-феррат(II) калия	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Кремнезём	Оксид кремния	SiO_2
Ляпис	Нитрат серебра	AgNO_3
Магнезит	Карбонат магния	MgCO_3
Малахит	Гидрокарбонат меди(II)	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
Марганцовка	Перманганат калия	KMnO_4
Медный купорос	Пентагидрат сульфата меди(II)	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Мел	Карбонат кальция	CaCO_3
Мрамор	Карбонат кальция	CaCO_3
Нашатырный спирт	Водный раствор аммиака	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Нашатырь	Хлорид аммония	NH_4Cl
Негашёная известь	Оксид кальция	CaO
Норвежская селитра	Нитрат кальция	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Офорт	Азотная кислота	HNO_3
Перекись	Пероксид водорода	H_2O_2



Продолжение

Тривиальное название	Современное научное название	Химическая формула
Пиролюзит	Оксид марганца(IV)	MnO_2
Питьевая сода	Гидрокарбонат натрия	$NaHCO_3$
Плавиновый шпат	Фторид кальция	CaF_2
Поваренная соль	Хлорид натрия	$NaCl$
Поташ	Карбонат калия	K_2CO_3
Преципитат	Гидрофосфат кальция	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$
Пушонка	Гидроксид кальция (очень мелкий порошок)	$Ca(OH)_2$
Речной песок	Оксид кремния	SiO_2
Сажа	Углерод	C
Сильвинит	Хлориды натрия и калия	$NaCl \cdot KCl$
Стиральная сода	Карбонат натрия	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
Угарный газ	Оксид углерода(II)	CO
Углекислый газ	Оксид углерода(IV)	CO_2
Флюорит	Фторид кальция	CaF_2
Фосфорит	Фосфат кальция	$Ca_3(PO_4)_2$
Фотосульфит	Тиосульфат натрия	$Na_2S_2O_3$
Хлорная известь	Хлорид-гипохлорит кальция	$CaClOCl$
Хромовая зелень	Оксид хрома(III)	Cr_2O_3
Хромпик	Дихромат калия	$K_2Cr_2O_7$
Царская водка	Смесь азотной и соляной кислот	$HNO_3 + 3HCl$
Чёртов камень	Нитрат серебра	$AgNO_3$
Чилийская селитра	Нитрат натрия	$NaNO_3$



Учебное издание

Серия «Сферы»

Журин Алексей Анатольевич

ХИМИЯ

9 класс

Учебник

Центр химии и экологии

Ответственный за выпуск *Т. Ю. Фролова*

Редактор *Т. В. Балашова*

Художественный редактор *А. П. Асеев*

Художники *А. В. Юдин, А. П. Асеев, С. В. Ермолин, С. Г. Куркина*

Фотографии фотобанка «Диомедия», фотобанка «East news»,

фотобанка «Picvario», фотобанка «Лори», *А. К. Ахлебинина*

Компьютерная вёрстка *А. П. Асеева*

Дизайн обложки *О. В. Поповича, В. А. Прокудина*

Технический редактор *С. Н. Терехова*

Корректор *И. Б. Окунева*

Подписано в печать 18.02.2022. Формат 84×108/16. Гарнитурa SchoolBookCSanPin, FreeSetC.
Уч.-изд. л. 14,38. Усл. печ. л. 13,44. Тираж экз. Заказ № .

Акционерное общество «Издательство «Просвещение». Российская Федерация,
127473, г. Москва, ул. Краснопролетарская, д. 16, стр. 3, этаж 4, помещение I.

Адрес электронной почты «Горячей линии» — vopros@prosv.ru.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ

A I B		A II B		A III B		A IV B		A V B		A VI B		A VII B		A VIII B	
H 1 Водород 1,00794												(H)		He 2 Гелий 4,002602	
Li 3 Литий 6,941		Be 4 Бериллий 9,01218		B 5 Бор 10,811		C 6 Углерод 12,011		N 7 Азот 14,0067		O 8 Кислород 15,9994		F 9 Фтор 18,998403		Ne 10 Неон 20,179	
Na 11 Натрий 22,98977		Mg 12 Магний 24,305		Al 13 Алюминий 26,98154		Si 14 Кремний 28,0855		P 15 Фосфор 30,97376		S 16 Сера 32,066		Cl 17 Хлор 35,453		Ar 18 Аргон 39,948	
K 19 Калий 39,0983		Ca 20 Кальций 40,078		Sc 21 Скандий 44,9559		Ti 22 Титан 47,88		V 23 Ванадий 50,9415		Cr 24 Хром 51,9961		Mn 25 Марганец 54,9380		Fe 26 Железо 55,847	
Cu 29 Медь 63,546		Zn 30 Цинк 65,39		Ga 31 Галлий 69,723		Ge 32 Германий 72,59		As 33 Мышьяк 74,9216		Se 34 Селен 78,96		Br 35 Бром 79,904		Kr 36 Криптон 83,80	
Rb 37 Рубидий 85,4678		Sr 38 Стронций 87,62		Y 39 Иттрий 88,9059		Zr 40 Цирконий 91,22		Nb 41 Ниобий 92,9064		Mo 42 Молибден 95,94		Tc 43 Технеций [98]		Ru 44 Рутений 101,07	
Ag 47 Серебро 107,8682		Cd 48 Кадмий 112,41		In 49 Индий 114,82		Sn 50 Олово 118,710		Sb 51 Сурьма 121,75		Te 52 Теллур 127,60		I 53 Иод 126,9045		Xe 54 Ксенон 131,29	
Cs 55 Цезий 132,9054		Ba 56 Барий 137,33		La-Lu 57 71		Hf 72 Гафний 178,49		Ta 73 Тантал 180,9479		W 74 Вольфрам 183,85		Re 75 Рений 186,207		Os 76 Осмий 190,2	
Au 79 Золото 196,9665		Hg 80 Ртуть 200,59		Tl 81 Таллий 204,383		Pb 82 Свинец 207,2		Bi 83 Висмут 208,9804		Po 84 Полоний [209]		At 85 Астат [210]		Rn 86 Радон [222]	
Fr 87 Франций [223]		Ra 88 Радий [226]		Ac-Lr 89 103		Rf 104 Резерфордий [261]		Db 105 Дубний [262]		Sg 106 Сиборгий [266]		Bh 107 Борий [267]		Hs 108 Хассий [269]	
Rg 111 Рентгений [281]		Cn 112 Коперниций [285]		Nh 113 Нихоний [286]		Fl 114 Флеровий [289]		Mc 115 Московский [288]		Lv 116 Ливерморий [293]		Ts 117 Теннессиан [294]		Og 118 Оганесон [294]	

Высшие оксиды	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
---------------	------------------	----	-------------------------------	-----------------	-------------------------------	-----------------	-------------------------------	-----------------

Летучие водородные соединения

	RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH
--	-----------------	-----------------	-----------------	----

* лантаноиды														
La Лантан 138,9055	Ce Церий 140,12	Pr Прозеродим 140,9077	Nd Неодим 144,24	Pm Прометий [145]	Sm Самарий 150,36	Eu Европий 151,96	Gd Гадолиний 157,25	Tb Тербий 158,9254	Dy Диспрозий 162,50	Ho Гольмий 164,9304	Er Эрбий 167,26	Tm Тулий 168,9342	Yb Иттербий 173,04	Lu Лютеций 174,967
** актиноиды														
Ac Актиний [227]	Th Торий 232,0381	Pa Протактиний [231]	U Уран 238,0289	Np Нептуний [237]	Pu Плутоний [244]	Am Америций [243]	Cm Кюрий [247]	Bk Берклий [247]	Cf Калифорний [251]	Es Эйнштейний [252]	Fm Фермий [257]	Md Менделевий [258]	No Нобелий [259]	Lr Лоуренсий [260]

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Катион \ Анион	H^+	NH_4^+	Na^+	K^+	Be^{2+}	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Al^{3+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Zn^{2+}	Cd^{2+}	Hg^{2+}	Cr^{3+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Co^{2+}	Ni^{2+}
OH^-		—	Р	Р	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Н	Н	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	Р	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	—	Р	Р	—	—	Н	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	М	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	Н	Н
SiO_3^{2-}	Н	—	Р	Р	—	—	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р

Р — растворимые

М — малорастворимые

Н — нерастворимые

— — разлагаются водой или не существуют